हिन्दू-विश्वविद्यालय-ग्रन्थमाला

साधारण रसायन

द्वितीय भाग

लेखक

फूलदेव सहाय वर्मा, एम० एससी०,
ए० आई० आई० एस-सी०

काशी-हिंदू-विश्वविद्यालय के रसायन के प्रोफेसर

प्रकाशक

काशी-हिन्दू-विश्वविद्यालय

१९३२

प्रथम संस्करण

प्रास्ताविक उपोद्घात

हमारे देश में नवीन शिक्षा की स्थापना हुए एक शताब्दी हो चुकी; पर शोक है कि अद्यापि हमको शिक्षा—विशेषतः उच्च शिक्षा—अँगरेज़ी भाषा द्वारा ही दी जाती है।

ई० स० १८३५ में कलकत्ता की 'जनरल कमिटी आफ़ एड्युकेशन' ने अपना मत प्रकट किया था कि—

"We are deeply sensible of the importance of encouraging the cultivation of Vernacular languages............We conceive the formation of a Vernacular Literature to be the ultimate object to which all our efforts must be directed."

अर्थात्, देश का साहित्य बढ़ाना ही हमारी शिक्षा का अन्तिम लक्ष्य है।

सन् १८३८ में सर चार्ल्स ट्रवेलियन ने "हिन्दुस्तान में शिक्षा" विषयक जो लेख लिखा था उसमें भी उस विद्वान् ने कहा है—

"Our main object is to raise up a class of persons who will make the learning of Europe intelligible to the people of Asia in their own languages."

अर्थात् हमारा उद्देश्य ऐसे सुशिक्षित जन तैयार करने का है जो यूरोप की विद्या को एशिया के लोगों की बुद्धि में अपनी भाषा द्वारा उतार दें।

ई० स० १८३६ में लार्ड आकलैंड (गवर्नर-जनरल) ने अपनी एक टिप्पणी में लिखा था कि—

"I have not stopped to state that correctness and elegance in Vernacular composition ought to be sedulously attended to in the superior colleges."

अर्थात्, उच्च विद्यालयों में मातृभाषा के निबन्धों में वाणी का यथार्थ रूप और लालित्य लाने पर विशेष ध्यान देने की बात मैं बिना कहे नहीं रह सकता।

ईस्ट इंडिया कम्पनी ने आशा की थी कि अँगरेज़ी शिक्षा पाये हुए लोगों के संसर्ग से साधारण जनता में नवीन विद्या का आप ही आप अवतार होगा। लेकिन यह आशा सफल न हुई। अतएव ईस्ट इंडिया कम्पनी के अन्तिम समय (१८५४) में कम्पनी के 'बोर्ड आफ़ कंट्रोल' (निरीक्षण समिति) के अध्यक्ष सर चार्ल्स वुड ने एक चिर-स्मरणीय लेख लिखा, जिसमें उन्होंने प्राथमिक शिक्षा से लेकर यूनिवर्सिटी तक की शिक्षा का प्रबन्ध सूचित किया। पश्चात् कम्पनी से हिन्दुस्तान का राज्याधिकार महारानी विक्टोरिया के हाथ में आया और बड़े समारोह से नवीन शिक्षा की व्यवस्था हुई—तथापि पूर्वोक्त उद्देश्य बहुशः सफल नहीं हुआ। यूनिवर्सिटी के स्थापनानन्तर २५–३० वर्ष बाद भी सर जेम्स पील (बम्बई के कुछ समय तक शिक्षाधिकारी) निम्न-लिखित रूप में आक्षेप कर सके थे—

"The dislike shown by University graduates to writing in their vernacular can only be attributed to the consciousness of an imperfect command of it. I cannot otherwise explain the fact that graduates do not compete for any of the prizes of greater money value than the Chancellor's or Arnold's Prize at Oxford or Smith's or the Members' Prizes at Cambridge. So curious an apathy, so discouraging a want of patriotism, is inexplicable, if the transfer of English thought to the native idiom were, as it should be, a pleasant exercise, and not, as I fear it is, a tedious and repulsive trial."

हमारे नव शिक्षित बन्धुओं ने देशभाषा द्वारा देश का साहित्य बढ़ाया है। इससे इनकार करना अकृतज्ञता करना है, तथापि इतना कहना पड़ता है कि वह साहित्य-समृद्धि जैसी होनी चाहिए वैसी नहीं हुई है।

इसका कारण क्या है? कई विद्वानों ने इसका कारण देशी भाषा का अज्ञान और विश्वविद्यालयों में देशी भाषा के पठन-पाठन का अभाव माना है। लेकिन वास्तविक कारण इससे भी आगे जाकर देखना चाहिए। मूल में बात यह है कि परभाषा द्वारा विद्यार्थियों को जो विद्या पढ़ाई जाती है वह उनकी बुद्धि और आत्मा से मेल नहीं खाती। परिणाम यह होता है कि सब पाठ उनकी बुद्धि में—भूमि में पत्थर के टुकड़े के समान—पड़े रहते हैं, बीज के समान भूमि में मिलकर अंकुर नहीं उत्पन्न करने पाते।

यह सुसिद्धान्तित और सुविदित है कि बालक मातृभाषा द्वारा ही शिक्षा में सफलता पा सकते हैं क्योंकि मातृभाषा शिक्षा का स्वाभाविक वाहन है। इसलिए हमारी प्राथमिक और माध्यमिक शिक्षा मातृभाषा द्वारा ही होनी चाहिए। केवल सिद्धान्त रूप में ही हम ऐसा नहीं कहते, बल्कि यह व्यवहार में भी हिन्दुस्तान की सब प्राथमिक और अनेक माध्यमिक शिक्षण-शालाओं में स्वीकृत हो चुकी है। तथापि उच्च शिक्षा के लिए इस विषय में अभी तक कुछ उपक्रम नहीं हुआ है। विद्यार्थी उच्च शिक्षा प्राप्त करने के लिए जब महाविद्यालय में प्रवेश करता है तब भी मातृभाषा द्वारा ही उच्च शिक्षा ग्रहण करना उसके लिए स्वाभाविक देख पड़ता है। इसके अतिरिक्त हिन्दुस्तान ऐसा विशाल देश है कि इसकी एकता साधने के लिए हर एक प्रान्त की (मातृ-) भाषा के अतिरिक्त समस्त देश की एक राष्ट्रभाषा होना आवश्यक है। ऐसी राष्ट्रभाषा होने का जन्मसिद्ध और व्यवहारसिद्ध अधिकार देश की सब भाषाओं में हिन्दी भाषा को ही है। उचित है कि हिन्दी के सब विद्यार्थी जब विश्वविद्यालय में प्रवेश करें तो स्वाभाविक मातृभाषा से आगे बढ़के राष्ट्रभाषा—हिन्दी—द्वारा ही शिक्षा प्राप्त करें। वस्तुतः प्राचीन काल में जैसे संस्कृत और पीछे पाली राष्ट्र-भाषा थी उसी प्रकार अर्वाचीन काल में हिन्दी है। इस प्रान्त में हिन्दी का ज्ञान मातृभाषा के रूप में होता ही है। लेकिन जिन

प्रान्तों की यह मातृभाषा नहीं है वे भी इसको राष्ट्रभाषा होने के कारण माध्यमिक शिक्षा के क्रम में एक अधिक भाषा के रूप में सीख लें और विश्वविद्यालय की उच्च शिक्षा इसी भाषा में प्राप्त करें; यही उचित है। तामिल देश को छोड़कर हिन्दुस्तान की प्रायः सभी भाषाएँ संस्कृत प्राकृतादि क्रम से एक ही मूल भाषा या भाषामंडल में से उत्पन्न हुई हैं। अतएव उन में एक कौटुम्बिक साम्य है। इसलिए अन्य प्रान्तीय भी, अपनी मातृभाषा न होने पर भी, हिन्दी सहज ही में सीख सकते हैं। ज्ञान-द्वार की स्वाभाविकता में इससे कुछ न्यूनता ज़रूर आती है तथापि एकराष्ट्र की सिद्धि के लिए इतनी अल्प अस्वाभाविकता सह लेना आवश्यक है। उत्तम शिक्षा की कक्षा में यह दुष्कर भी नहीं है; क्योंकि मनुष्य की बुद्धि जैसे जैसे बढ़ती जाती है वैसे वैसे स्वाभाविकता के पार जाने का सामर्थ्य भी कुछ सीमा तक बढ़ता है।

आधुनिक ज्ञान की उच्च शिक्षा में उपकारक ग्रन्थ हिन्दी में, क्या हिन्दुस्तान की किसी भाषा में, अद्यापि विद्यमान नहीं है—इस प्रकार का आक्षेप करके अँगरेज़ी द्वारा शिक्षा देने की प्रचलित रीति का कितने ही लोग समर्थन करते हैं। किन्तु इस युक्ति का अन्योन्याश्रय दोष स्पष्ट है, क्योंकि जब तक देश की भाषा द्वारा शिक्षा नहीं दी जाती तब तक भाषा के साहित्य का प्रफुल्लित होना असम्भव है और जब तक यथेष्ट साहित्य न मिल सके तब तक देश की भाषा द्वारा शिक्षा देना असम्भव है। इस अन्योन्याश्रय दोषापत्ति का उद्धार तभी हो सकता है जब अपेक्षित साहित्य यथाशक्ति उत्पन्न करके तद्द्वारा शिक्षा का आरम्भ किया जाय। आरम्भ में ज़रूर पुस्तकें छोटी छोटी ही होंगी। लेकिन इन पर अध्यापकों के उक्त-अनुक्त-दुरुक्त आदि विवेचन रूप एवं इष्टपूर्त्तिरूप वार्तिक, तात्पर्य्यविवरण रूप वृत्ति, भाष्य-टीका, खंडनादि ग्रन्थों के होने से यह साहित्य बढ़ता जायगा और बीच में अहरहः प्रकटित अँगरेज़ी पुस्तकों का उपयोग सर्वथा नहीं छूटेगा। प्रत्युत अच्छी तरह से वह भी साथ साथ रहकर काम ही करेगा। इस रीति से अपनी भाषा की समृद्धि भी नवीनता और अधिकता प्राप्त करती जायगी।

इस इष्ट दिशा में काशी-विश्वविद्यालय की ओर से जो कार्य करने का आरम्भ किया जाता है वह दानवीर श्रीयुत घनश्यामदासजी विड़ला के दिये हुए ५०,०००) रुपये का प्रथम फल है। आशा की जाती है कि इस प्रकार और धन भी मिला करेगा और उससे अधिक कार्य भी होगा। इति शिवम्।

अहमदाबाद
वैशाख शुक्ल पूर्णिमा
वि० सं० १९८७

आनन्दशङ्कर बापूभाई ध्रुव
प्रो-वाइस चांसलर, काशी-विश्वविद्यालय,
अध्यक्ष, श्रीकाशी-विश्वविद्यालय हिन्दी-ग्रन्थमाला-समिति।

लेखक की भूमिका

साधारण रसायन का प्रथम भाग पहले प्रकाशित हो गया है। यह पुस्तक उसी का द्वितीय भाग है। यह पुस्तक भी भारतीय विश्वविद्यालयों की मध्यमा कक्षा के लिए ही लिखी गई है। इस पुस्तक के भी दो खण्ड हैं। पहला खण्ड प्रारम्भ से परिच्छेद १० तक है। इस खण्ड में भौतिक रसायन का वर्णन है। दूसरा खण्ड परिच्छेद ११ से प्रारम्भ होता है। इस खण्ड में अधिक महत्त्वपूर्ण धातुओं और उनके प्रमुख यौगिकों का रसायन दिया हुआ है।

मध्यमा कक्षा के लिए जितना ज्ञान, भौतिक रसायन और अकार्बनिक रसायन का—धातुओं, अधातुओं और उनके यौगिकों का—आवश्यक है उससे कहीं अधिक ज्ञान मेरी राय में इस पुस्तक के प्रथम और द्वितीय भागों के अध्ययन से होगा। यह कहने की यहाँ आवश्यकता नहीं प्रतीत होती कि साधारण रसायन के प्रथम भाग का अध्ययन समाप्त कर ही द्वितीय भाग का अध्ययन प्रारम्भ करना चाहिए।

पारिभाषिक शब्दों के सम्बन्ध में जो वक्तव्य प्रथम भाग में दिया गया है वही इस द्वितीय भाग में भी लागू है। जो पारिभाषिक शब्द इस पुस्तक में प्रयुक्त हुए हैं वे काशी नागरी-प्रचारिणी सभा द्वारा संशोधित और गत वर्ष प्रकाशित हिन्दी वैज्ञानिक-शब्दावली के आधार पर आश्रित हैं। लेखक के विचार में जो रासायनिक तत्त्व प्राचीन काल से ज्ञात नहीं हैं और जिनका संस्कृत या हिन्दी में कोई नाम नहीं है उनका विदेशी नाम ही ज्यों का त्यों प्रयुक्त करना उचित है और इस पुस्तक में ऐसा ही किया गया है। तत्त्वों के सङ्केत, यौगिकों के सूत्र और रासायनिक समीकरण रोमन लिपि में ही इस पुस्तक में दिये गये हैं।

बनारस हिन्दू-विश्वविद्यालय
जेष्ठ पूर्णिमा, १९८९ वि०

फूलदेव सहाय वर्मा

विषय-सूची

पहला खण्ड

परिच्छेद १—तत्त्वों का वर्गीकरण

परिच्छेद २—रेडियमधर्मिता और समस्थानीय

परिच्छेद ३—गैसों का गत्यात्मक सिद्धान्त

परिच्छेद ४—विघटन

परिच्छेद ५—कला का नियम

विषय पृष्ठ

दूसरा खण्ड

धातु

विषय पृष्ठ

परिच्छेद १३—ताम्र वर्ग

परिच्छेद १४—द्वितीय वर्ग (क)

क्षार-मृत्तिका की धातुएँ

परिच्छेद १९—क्रोमियम

परिच्छेद २०—मैंगनीज़

परिच्छेद २१—लौह वर्ग

परिच्छेद २२—प्लाटिनम, पलाडियम

साधारण रसायन

द्वितीय भाग

पहला खण्ड

परिच्छेद १

तत्त्वों का वर्गीकरण

अब तक प्रायः ६० तत्त्वों का पता लगा है। उन तत्त्वों के गुणों और उनके यौगिकों का अनुसन्धान बड़ी सावधानी से हुआ है। उन तत्त्वों के परमाणुभार भी पर्याप्त यथार्थता से निर्धारित हुए हैं। डाल्टन के परमाणु-सिद्धान्त के प्रतिपादन के कुछ ही समय बाद सन् १८१५ ई० में प्राउट ने देखा कि जितने तत्त्वों के परमाणुभार उस समय तक ज्ञात थे उनमें अधिकांश तत्त्वों के परमाणुभार हाइड्रोजन के परमाणुभार के पूर्णांक थे या पूर्णांक के अति सन्निकट थे। इससे उन्होंने यह अनुमान निकाला कि सारे तत्त्व वास्तव में केवल हाइड्रोजन से बने हैं। यह सिद्धान्त बहुत समय तक प्रचलित था और इसके अनेक पोषक मिल गये थे। बरज़ीलियस ने जब अधिक यथार्थता से कुछ तत्त्वों का परमाणुभार निर्धारित किया तब उससे मालूम हुआ कि प्राउट का सिद्धान्त ठीक नहीं हो सकता। तब डूमा ने प्राउट के

सिद्धान्त में कुछ सुधार कर यह घोषित किया कि हाइड्रोजन का परमाणुभार स्वयं दो या चार परमाणुओं के भार से बना हुआ है। डूमा के सुधार की यथार्थता की परीक्षा करने के लिए स्टास ने बड़ी सावधानी से अनेक तत्त्वों के परमाणुभार निर्धारित किये और पूर्ण रूप से उनसे सिद्ध किया कि प्राउट और डूमा के सिद्धान्त ठीक नहीं हो सकते। यह देखकर वस्तुतः आश्चर्य होता है कि आधुनिक साधनों के अभाव में भी स्टास ने कई तत्त्वों के परमाणुभार इतनी यथार्थता से निकाले कि उनमें अब तक कोई महत्त्वपूर्ण परिवर्तन नहीं हो सका है।

सन् १८१७ ई० में डोबेराइनर ने देखा कि कुछ तत्त्वों के परमाणुभारों के बीच एक विशेष सम्बन्ध विद्यमान है। उन्होंने देखा कि स्ट्रांशियम का परमाणुभार कालसियम और बेरियम के परमाणुभारों का मध्यम है। ब्रोमीन का परमाणुभार क्लोरीन और आयोडीन के परमाणुभारों का मध्यम है। पीछे और भी तत्त्वों के परमाणुभारों के बीच इस प्रकार के सम्बन्ध देखे गये।

तत्त्व	परमाणुभार
कालसियम	४०.१
स्ट्रांशियम	८७.६
बेरियम	१३७.४
क्लोरीन	३५.५
ब्रोमीन	८०.०
आयोडीन	१२६.६

उपर्युक्त सम्बन्ध को 'डोबेराइनर का त्रियक्' नाम दिया गया है।

पेटेनकोफर ने सन् १८५० ई० में प्रतिपादित किया कि समान गुणवाले तत्त्वों के परमाणुभारों का अन्तर कोई स्थायी अङ्क होता है अथवा स्थायी अङ्क का कोई सरल अपवर्त्य होता है।

		अन्तर
लिथियम का परमाणुभार	= ७	
सोडियम का ”	= २३	१६
पोटासियम का ”	= ३९	१६
आक्सिजन का ”	= १६	
गन्धक का ”	= ३२	१६
सिलिनियम का ”	= ८०	३ × १६
टिलुरियम का ”	= १२८	३ × १६

इसी प्रकार के विचार ग्लैडस्टोन और डूमा के मन में भी उठे और वृद्धिंगत हुए थे।

इसके पश्चात् स्वतन्त्र रूप से न्यूलैंड और लोथरमेयर ने सन् १८६४ ई० में और मेंडेलियेफ् ने सन् १८६८ ई० में तत्त्वों का आवर्त्त वर्गीकरण किया।

न्यूलैंड ने देखा कि यदि तत्त्वों को उनके परमाणुभार के क्रम के अनुसार रखा जाय तो प्रत्येक सात तत्त्वों के बाद ऐसे तत्त्व आते हैं जिनके गुण एक दूसरे के गुण से बहुत कुछ मिलते-जुलते हैं। इस सम्बन्ध को उन्होंने 'अष्टक नियम' नाम दिया। तत्त्वों के इस वर्गीकरण की ओर लोगों का ध्यान कुछ समय तक आकर्षित नहीं हुआ। वस्तुतः कुछ लोगों को तत्त्वों का परमाणुभार के अनुसार वर्गीकरण बिलकुल अप्राकृतिक और असङ्गत मालूम हुआ।

मेंडेलियेफ् ने सन् १८६८ ई० में स्पष्ट रूप से बताया कि तत्त्वों के गुण उनके परमाणुभार के आवर्त्तफल हैं। तत्त्वों के इस विभाजन को तत्त्वों का आवर्त्त वर्गीकरण कहते हैं। तत्त्वों को यदि परमाणुभार के क्रम के अनुसार रखा जाय तो निम्न सारिणी प्राप्त होती है। इस सारिणी में निम्न विशेषताएँ देखी जाती हैं।

सारिणी

वर्ग	०	१	२	३	४	५	६	७	८
श्रेणी १		H १·००८							
श्रेणी २	He ४.००	Li ६·९४	Be ९·१	B १०·९	C १२·००	N १४.००	O १६·००	F १९·०	
श्रेणी ३	Ne २०·२	Na २३·००	Mg २४.३२	Al २७.१	Si २८.३	P ३१·०४	S ३२·०७	Cl ३५·४६	
श्रेणी ४	A ३९·९	K ३९.१०	Ca ४०.०७	Sc ४४·१	Ti ४८·१	V ५१·०	Cr ५२·०	Mn ५४·९३	Fe Co Ni. ५५·८४ ५८·९७ ५८·६८
श्रेणी ५	—	Cu ६३.५७	Zn ६५·३७	Ga ७०·१	Ge ७२.५	As ७४.९६	Se ७९·२	Br ७९·९२	
श्रेणी ६	Kr ८२·९२	Rb ८५·४५	Sr ८७·६३	Yt ८९·३३	Zr ९०·६	Nb ९३·१	Mo ९६.०	—	Ru Rh Pd १०१·७ १०२.९ १०६.७
श्रेणी ७	—	Ag १०७·८८	Cd ११२.४०	In ११४·८	Sn ११९·७	Sb १२०.२	Te १२७.५	I १२६.९२	
श्रेणी ८	Xe १३०.२	Cs १३२·८१	Ba १३७.३७	La १३९.०	Ce १४०.२५	—	—	—	
श्रेणी ९		इत्यादि		इत्यादि					

(१) परमाणुभार के अनुसार तत्त्वों के रखने से उनके गुणों में आवर्त्तत्व स्पष्ट रूप से देख पड़ता है।

(२) जिन तत्त्वों के रासायनिक गुण समान हैं उनके परमाणुभार या तो एक दूसरे के बहुत सन्निकट हैं जैसे प्लाटिनम, इरिडीयम और औसमियम के अथवा वे किसी नियत क्रम में बढ़ते हैं जैसे पोटासियम, रुबिडियम और सीज़ियम के।

(३) परमाणुभार के अनुसार तत्त्वों के रखने से बन्धकता के अनुसार वे विभाजित हो जाते हैं।

(४) सारिणी में अनेक स्थान खाली हैं जिससे मालूम होता है कि कुछ और नये तत्त्व आविष्कृत होने को बाकी हैं।

(५) सारिणी में आस-पास के तत्त्वों और उनके गुणों की तुलना से तत्त्वों के परमाणुभार सुधारे जा सकते हैं।

(६) तत्त्वों के परमाणुभार के ज्ञान से उनके विशिष्ट गुण घोषित किये जा सकते हैं।

उपर्युक्त सारिणी मेंडेलियेफ् की तैयार की हुई है पर नूतन ज्ञान के अनुसार और नूतन तत्त्वों के आविष्कार के अनुसार इसमें सुधार कर सारिणी ऊपर दी गई है। इसमें तत्त्व नव वर्गों में विभक्त हैं। एक नया वर्ग 'शून्यवर्ग' पीछे से जोड़ा गया है। इस शून्यवर्ग में हीलियम वर्ग के तत्त्व हैं। सारे तत्त्व इस प्रकार इस सारिणी में नव वर्गों में विभक्त हैं। प्रत्येक वर्ग के तत्त्व सारिणी के ऊर्ध्वाधार कालम में स्थित हैं। इसमें कुल १२ क्षैतिज श्रेणियाँ हैं। कुछ वर्ग के तत्त्व सारिणी में दो कालमों में स्थित हैं। इससे कुछ वर्गों के दो अन्तर्विभाग हो गये हैं। इनमें पहले आठ तत्त्वों की श्रेणी को 'समश्रेणी' और दूसरे आठ तत्त्वों की श्रेणी को 'विषम श्रेणी' कहते हैं। प्रत्येक वर्ग के तत्त्वों में बहुत समानता देखी जाती है। पोटासियम, रुबिडियम और सीज़ियम के बीच परस्पर बहुत समानता देखी जाती है। स्वर्ण, चाँदी और ताम्र के साथ इन तत्त्वों की उतनी समानता

नहीं देखी जाती। इसी प्रकार फ्लोरीन, क्लोरीन, ब्रोमीन और आयोडीन के बीच बहुत सादृश्य विद्यमान है।

अन्तिम आठवें वर्ग में ऐसे तत्त्व हैं जिन्हें परिवर्तीय तत्त्व कहते हैं। इन तत्त्वों के परमाणुभारों में विशेष अन्तर नहीं होता और इनके गुणों में भी बहुत सादृश्य देखा जाता है।

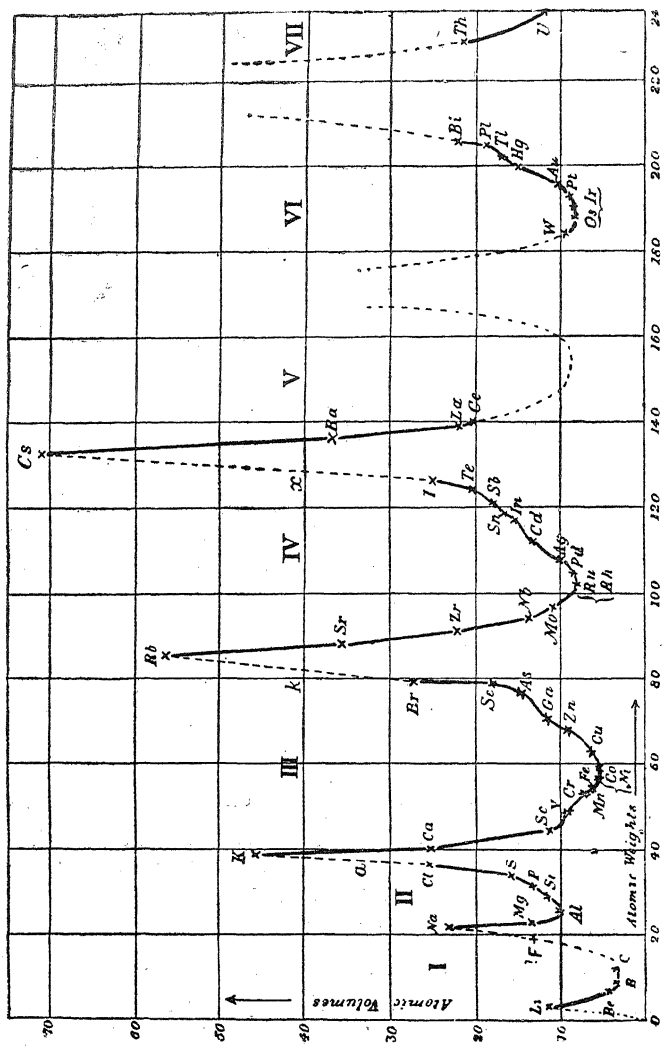
इस सारिणी में कुछ स्थान खाली हैं। जिस समय मेंडेलियेफ् ने इस सारिणी को तैयार किया था उस समय इसमें अनेक स्थान खाली थे। उन्होंने कहा था कि ये खाली स्थान उन तत्त्वों के हैं जिनका तब तक आविष्कार नहीं हुआ था। ऐसे तत्त्वों के परमाणुभार क्या होंगे और उनके भौतिक और रासायनिक गुण क्या होंगे यह भी उन्होंने आसपास के तत्त्वों के परमाणुभार के ज्ञान और गुणों के अध्ययन से बताया था। कुछ वर्षों के बाद जब कुछ नये तत्त्वों का आविष्कार हुआ तब उनके गुण वस्तुतः वैसे ही निकले जैसा मेंडेलियेफ् ने बताया था।

शून्यवर्ग के तत्त्वों की बन्धकता शून्य है क्योंकि इस वर्ग के कोई भी तत्त्व दूसरे तत्त्वों के साथ यौगिक बनते नहीं पाये गये हैं। प्रथम वर्ग के तत्त्व साधारणतः एक बन्धक होते हैं। ये RH सूत्र के हाइड्राइड, RCl सूत्र के क्लोराइड और R_2O सूत्र के आक्साइड बनते हैं। द्वितीय वर्ग के तत्त्व द्विबन्धक होते हैं और ये RH_2 सूत्र के हाइड्राइड, RCl_2 सूत्र के क्लोराइड और RO सूत्र के आक्साइड बनते हैं। तृतीय वर्ग के तत्त्व त्रिबन्धक होते हैं और RH_3 सूत्र के हाइड्राइड और R_2O_3 सूत्र के आक्साइड बनते हैं। चतुर्थ वर्ग के तत्त्व चतुर्बन्धक होते हैं और RH_4 सूत्र के हाइड्राइड और RO_2 सूत्र के आक्साइड बनते हैं। पंचम वर्ग के तत्त्व आक्साइडों में पञ्चबन्धक होते और R_2O_5 सूत्र के आक्साइड बनते और हाइड्राइडों में त्रिबन्धक होते और RH_3 सूत्र के हाइड्राइड बनते हैं। षष्ठ वर्ग के तत्त्व आक्साइडों में षट्बन्धक होते और RO_3 सूत्र के आक्साइड बनते हैं और हाइड्राइडों में द्विबन्धक होते और RH_2 सूत्र के हाइड्राइड बनते हैं। सप्तम वर्ग के तत्त्व आक्साइडों में सप्तबन्धक होते

और R_2O_7 के आक्साइड बनते और हाइड्राइडों में एकबन्धक होते हैं और RH सूत्र के हाइड्राइड बनते हैं।

यह स्पष्ट है कि यद्यपि आक्साइडों में तत्वों की बन्धकता नियत रूप से बढ़ रही है पर हाइड्रोजन और क्लोरीन के यौगिकों के साथ ऐसा नहीं होता। इनके साथ कुछ वर्गों तक तत्वों की बन्धकता बढ़ती है पर फिर क्रमशः कम होती जाती है।

तत्वों के केवल रासायनिक गुणों में ही आवर्त्तत्व नहीं देखा जाता पर इनके भौतिक गुणों में भी स्पष्ट आवर्त्तत्व पाया जाता है। ये आवर्त्तत्व इन गुणों के वक्र के द्वारा अधिक स्पष्ट होते हैं। यदि तत्वों के घनावस्था के परमाणुक आयतन का, जो परमाणुभार को घनत्व से विभाजित करने से प्राप्त होता है, वक्र खींचा जाय तो यह आवर्त्तत्व पूर्णतया स्पष्ट हो जाता है। ऐसा वक्र लोथरमेयर ने खींचा था। अतः यह लोथरमेयर के वक्र (चित्र १) के नाम से प्रसिद्ध है। यह वक्र अविरत नहीं है। तरंग के सदृश इसमें शीर्ष और पाद होते हैं। वक्र के उठते हुए भाग में विद्युत् ऋणात्मक तत्त्व-अधातु-स्थित हैं। वक्र के गिरते हुए भाग में विद्युत् घनात्मक तत्त्व-धातु-स्थित हैं। पहले भाग में गैसीय, द्रव वा शीघ्रता से पिघलनेवाले तत्त्व हैं और दूसरे भाग में उच्च तापक्रम पर पिघलनेवाले तत्त्व हैं। वक्र के तरंगशीर्ष पर अलकली धातु स्थित है और पाद में भंगुर धातु और इन दोनों के बीच घनवर्धनीय धातु स्थित हैं। उच्च परमाणुक आयतनवाले तत्त्वों में रासायनिक सक्रियता अधिक होती है और उनके यौगिक अधिक स्थायी होते हैं और न्यून परमाणुक आयतनवाले तत्त्वों में रासायनिक सक्रियता कम होती है और इनके यौगिक कम स्थायी होते हैं। तत्त्वों की घनवर्धनीयता और वाष्पशीलता में भी इसी प्रकार के आवर्त्तत्व देखे जाते हैं। तत्त्वों के यौगिकों में भी इसी प्रकार के आवर्त्तत्व देखे जाते हैं।

तत्त्वों के आवर्त्त वर्गीकरण के गुण—तत्त्वों के उपर्युक्त वर्गीकरण से इन तत्त्वों के अध्ययन करने में बड़ी सरलता और सुविधा होती है। प्रत्येक तत्त्व को अलग अलग अध्ययन करने के स्थान में एक वर्ग के

चित्र १ लोथरमेयर का वक्र

तत्त्वों को एक साथ अध्ययन करने से स्मरणशक्ति पर अधिक दबाव नहीं पड़ता। तत्त्वों और उनके यौगिकों का अध्ययन साधारणतः नीरस होता है और इसमें अनेक सूक्ष्म बातों के स्मरण रखने की आवश्यकता होती है। ऐसी दशा में किसी यत्न से स्मरणशक्ति पर दबाव का कम पड़ना कितना उपयोगी हो सकता है, यह प्रत्येक मनुष्य समझ सकता है।

मेंडेलियेफ् ने जब पहले-पहल परमाणुभार के क्रम के अनुसार तत्त्वों की सारिणी तैयार की थी उस समय उसमें अनेक स्थान रिक्त थे। इन स्थानों में किस प्रकार के और कैसे-कैसे गुणों के तत्त्व होंगे इसका भी उन्होंने उल्लेख किया था। सन् १८७१ ई० में उन्होंने एक रिक्त स्थान के तत्त्व का नाम एका-अलुमिनियम दिया और इसके गुण निम्न-लिखित बताये थे।

एका-अलुमिनियम के गुण

(१) इसका परमाणुभार ६९ के लगभग होना चाहिए।

(२) इसका द्रवणाङ्क बहुत ऊँचा नहीं बल्कि नीचा होना चाहिए।

(३) इसका विशिष्ट घनत्व ५·९ के लगभग होना चाहिए।

(४) इस पर वायु की कोई क्रिया नहीं होनी चाहिए।

(५) रक्त ताप पर इसे जल को विच्छेदित करना चाहिए।

(६) इसका आक्साइड, El_2O_3 सूत्र का, क्लोराइड, El_2Cl_6 सूत्र का और सल्फेट $El_2(SO_4)_3$ सूत्र का होना चाहिए।

(७) इसका पोटासियम ऐलम बनना चाहिए।

(८) अलुमिनियम की अपेक्षा अधिक शीघ्रता से इसका आक्साइड लघ्वीकृत होना चाहिए।

सन् १८७५ ई० में इस तत्त्व का आविष्कार हुआ और इसका नाम गैलियम दिया गया। गैलियम के निम्नलिखित गुण पाये गये—

(१) इसका परमाणुभार ६९·९ पाया गया।

(२) इसका द्रवणाङ्क ३०·१५° पाया गया।

(३) इसका विशिष्ट घनत्व ५·९३ पाया गया।

(४) रक्त ताप पर यह बहुत कम आक्सीकृत होता पाया गया।

(५) उच्च तापक्रम पर यह जल को विच्छेदित करता पाया गया।

(६) इसका आक्साइड Ga_2O_3 सूत्र का, क्लोराइड Ga_2Cl_6 सूत्र का और सल्फेट $Ga_2(SO_4)_3$ सूत्र का पाया गया।

(७) इसके ऐलम अच्छे बनते पाये गये।

(८) क्षारीय विलयन के विद्युत्-विच्छेदन से यह धातु रूप में पाया गया।

मेंडेलियेफ् द्वारा उल्लिखित गुणों और नये आविष्कृत तत्त्व के वास्तविक गुणों में जितना सादृश्य है उसे देखकर आश्चर्य होता है। इसी प्रकार मेंडेलियेफ् ने एका-बोरन और एका-सिलिकन के गुणों के उल्लेख किये और सन् १८७८ ई० में स्कैंडियम और सन् १८८६ ई० में ज़रमेनियम के आविष्कार हुए। इस प्रकार तत्त्वों के आवर्त्त वर्गीकरण से नये-नये तत्त्वों के आविष्कार में बड़ी सहायता मिली।

इस वर्गीकरण से सन्दिग्ध परमाणुभार के निश्चय करने में भी बड़ी सहायता मिली है। बेरिलियम का संयोजनभार ४·६ है। यह त्रिबन्धक समझा जाता था और इससे इसके क्लोराइड का सूत्र $BeCl_3$ और आक्साइड का सूत्र Be_2O_3 दिया गया था। यदि यह वस्तुतः त्रिबन्धक है तो इसका परमाणुभार ४·६ × ३ = १३·८ होना चाहिए। इस परमाणुभार से इसका स्थान कार्बन (परमाणुभार = १२) और नाइट्रोजन (परमाणुभार = १४) के बीच में आता है। पर आवर्त्त वर्गीकरण में ऐसे गुणवाले तत्त्व का कोई स्थान रिक्त नहीं है। यदि इसके आक्साइड का सूत्र BeO हो तो यह द्विबन्धक होता है और तब इसका परमाणुभार ९·२ होता है। इस परमाणुभार से यह लिथियम (परमाणुभार = ७) और बोरन (परमाणुभार = ११) के बीच उसी वर्ग में आता है जिस वर्ग में यशद और मैगनीसियम धातुएँ हैं। बेरिलियम का विशिष्ट ताप ०·४५ है।

इससे ६'४ को भाग देने से १४ प्राप्त होता है। परमाणुक ताप के विचार से १४ परमाणुभार ठीक मालूम होता है। पर पीछे मालूम हुआ कि यह उन तत्त्वों में एक है जिनका विशिष्ट ताप तापक्रम के परिवर्तन से अपेक्षाकृत अधिक मात्रा में परिवर्तित होता है। ५००° श पर इसके विशिष्ट ताप से ९'२ परमाणुभार ही इसका यथार्थ परमाणुभार मालूम होता है। इसी प्रकार इंडियम के सम्बन्ध में भी आवर्त्त वर्गीकरण से परमाणुभार के निर्धारण में सहायता मिली है।

आवर्त्त वर्गीकरण के दोष। उपर्युक्त सारिणी से मालूम होता है कि दो-तीन जोड़े तत्त्व के ऐसे हैं जिनको परमाणुभार के क्रम के अनुसार रखने से वे सारिणी में अपने स्थान पर ठीक-ठीक नहीं आते। इनमें एक आर्गन और पोटासियम है। आर्गन का परमाणुभार ३९'९ और पोटासियम का ३९'१ है। यदि ये परमाणुभार ठीक हैं तो पोटासियम आर्गन के पहले और आर्गन पोटासियम के बाद आना चाहिए पर इन दोनों तत्त्वों के गुण एक दूसरे से इतने विभिन्न हैं कि वे एक के वर्ग से दूसरे के वर्ग में कभी आ नहीं सकते। पहले लोगों की धारणा थी कि सम्भवतः परमाणुभार के सदोष होने से ऐसा होता है पर इस सम्बन्ध में अधिक सावधानी से जो अन्वेषण हुए हैं उनसे स्पष्ट रूप से विदित होता है कि इन तत्त्वों के परमाणुभार बहुत ठीक हैं। इससे सिद्ध होता है कि इन दोनों तत्त्वों के आपेक्षिक स्थान के सम्बन्ध में तत्त्वों का आवर्त्त वर्गीकरण ठीक नहीं होता।

यही बात टेलुरियम और आयोडीन के सम्बन्ध में भी घटती है। इन दोनों तत्त्वों का परमाणुभार क्रमशः १२७'५ और १२६'९२ है। इससे आयोडीन टेलुरियम के पहले और टेलुरियम आयोडीन के बाद आना चाहिए। इन दोनों तत्त्वों के गुणों से ऐसा होना उचित नहीं मालूम होता। इन दोनों तत्त्वों के परमाणुभार भी बड़ी यथार्थता से निर्धारित हुए हैं पर इससे इनके आपेक्षिक परमाणुभार में कोई अन्तर नहीं पाया गया है।

कोबाल्ट और निकेल के सम्बन्ध में भी यही बात है। लौह, निकेल

और कोबाल्ट के गुणों के विचार से कोबाल्ट लौह और निकेल के बीच में आना चाहिए पर परमाणुभार की दृष्टिकोण से यह निकेल के बाद आता है।

इस वर्गीकरण में हाइड्रोजन का स्थान भी कुछ निराला है। एकबन्धक होने के कारण या तो इसे अलकली धातुओं में या हैलोजन तत्त्वों में आना चाहिए। कुछ गुणों में यह धातु जैसा व्यवहार रखता है और कुछ गुणों में हैलोजन के सदृश। धातुओं के सदृश यह विद्युत्-धनात्मक होता है और अम्लों या लवणों में धातुओं से स्थानापन्न होता है। कार्बनिक यौगिकों में यह हैलोजन द्वारा स्थानापन्न होता है। धातुओं के साथ हैलाइड के सदृश यह हाइड्राइड भी बनता है।

प्रश्न

१—प्राउट के सिद्धान्त के सम्बन्ध में तुम क्या जानते हो ?

२—'डोबेराइनर का त्रियक्' क्या है ?

३—तत्त्वों का आवर्त्त वर्गीकरण क्या है ? इसमें क्या-क्या गुण और क्या-क्या दोष हैं ?

४—तत्त्वों के आवर्त्त वर्गीकरण में क्या-क्या अनियन्त्रण हैं और उनकी तुम कैसे व्याख्या करोगे ?

५—परमाणुभार के परिवर्तन से तत्त्वों के परमाणुक आयतन में कैसे परिवर्तन होता है ?

६—आवर्त्त वर्गीकरण में हाइड्रोजन, आर्गन और आयोडीन के स्थानों का निरूपण करो।

७—आवर्त्त वर्गीकरण से नये-नये तत्त्वों के आविष्कार में कैसे सहायता मिली है ? सन्दिग्ध परमाणुभार के निर्धारण में इससे कैसे सहायता मिली है ?

परिच्छेद २

रेडियमधर्मिता और समस्थानीय

रेडियमधर्मिता। सन् १८९६ ई० में बेकेरल ने पहले-पहल यूरेनियम और इसके यौगिकों में एक अद्भुत गुण देखा। इनसे एक प्रकार के किरण निकलते थे जो रञ्जन या एक्स-किरणों से बहुत सादृश्य रखते थे। रञ्जन या एक्स-किरण के समान ही फोटोग्राफी पट्ट पर इन किरणों की क्रियाएँ होती थीं। बेरियम प्लाटिनो-सायनाइड और ज़िंक सल्फ़ाइड के सदृश पदार्थ इसमें प्रतिदीप्त हो जाते थे। गैसें इनसे आयनीकृत हो जाती थीं। धातुओं के पट्ट द्वारा ये किरणें प्रविष्ट कर बाहर निकल जाते थे। रञ्जन और एक्स-किरणों से विभेद करने के लिए इनका नाम 'बेकेरल या यूरेनियम किरण' रखा गया। पीछे देखा गया कि थोरियम और इसके यौगिकों से भी ऐसे ही किरण निकलते थे। पदार्थों में इस गुण को प्रदर्शित करने के लिए रेडियम-धर्मिता नाम दिया गया और जिन पदार्थों में यह गुण विद्यमान था वे रेडियमधर्मी कहे जाने लगे।

सन् १८९८ ई० में मौंशेयर और मैडेम क्यूरी ने यूरेनियम आक्साइड के एक खनिज पिचब्लेंड से एक नये रेडियमधर्मी पदार्थ का आविष्कार किया। उन लोगों ने देखा कि इस खनिज में यूरेनियम के कारण जितनी रेडियमधर्मिता होनी चाहिए उसकी अपेक्षा बहुत अधिक रेडियमधर्मिता उसमें उपस्थित थी। इससे उन्हें सन्देह हुआ कि इस खनिज में यूरेनियम के अतिरिक्त कोई नई अधिक रेडियमधर्मी धातु अवश्य विद्यमान है। इस खनिज से उन लोगों ने बेरियम को पृथक् किया। यह बेरियम यूरेनियम से बहुत अधिक रेडियमधर्मी पाया गया। इस बेरियम से उन लोगों ने एक

दूसरा रेडियमधर्मी तत्त्व पृथक् किया जिसका नाम रेडियम रखा गया। यह रेडियम यूरेनियम से ९०० गुना अधिक रेडियमधर्मी पाया गया। हाइड्रोजन सल्फ़ाइड के द्वारा बिस्मथ के साथ साथ एक दूसरा रेडियमधर्मी पदार्थ अवक्षिप्त हुआ। इसका नाम पोलोनियम दिया गया। पीछे डेबीर्न ने एक तीसरे रेडियमधर्मी पदार्थ एकटिनियम को खोज निकाला। रेडियम और इसके लवण बेरियम और बेरियम के लवणों से बहुत घनिष्ठ सादृश्य रखते हैं।

ऐसा देखा गया है कि रेडियम का बहुत धीरे-धीरे वियोजन होता है। इस प्रकार के वियोजन से रेडियम कम परमाणुभारवाले तत्त्वों में परिणत हो जाता है और उससे तीन प्रकार के किरण—अल्फ़ा, बीटा और गामा—निकलते हैं।

अल्फ़ा किरण। अल्फ़ा किरण छोटी-छोटी कणिकाओं के बने होते हैं। ये कणिकाएँ रेडियमधर्मी तत्वों से तीव्र वेग के साथ निकलती हैं। इनका वेग प्रकाश के वेग का प्रायः $\frac{१}{१०}$ (अर्थात् एक सेकंड में प्रायः १०,००० मील) होता है। इतने वेग से निकली क्षुद्र कणिकाओं में प्रवेश करने की प्रबल क्षमता होती है। ये कणिकाएँ गैसों के स्तरों में बड़ी सरलता से प्रविष्ट हो जाती हैं। घन पदार्थों की पतली तहों में भी ये प्रविष्ट कर जाती हैं पर घन पदार्थों में प्रविष्ट होने पर इनका वेग कम हो जाता है। ०.०००५ सेंटीमीटर की मोटाई के अलुमिनियम के स्तर से इनका वेग आधा हो जाता है। इतने वेग से चलती कणिकाएँ वायु में चलती हुई वायु की गैसों के अणुओं के संघर्षण में आती हैं और इससे गैस के अणु विद्युत् से आविष्ट हो जाते हैं। ऐसा होने का कारण यह है कि अल्फ़ा कणिकाएँ गैस-अणु के परमाणुओं से एक-एक इलैक्ट्रन खींच लेती हैं जिससे अवशिष्ट गैसें आयानीकृत हो जाती हैं।

अल्फ़ा कणिकाएँ गैसों को आयनीकृत कर सकें, इसके लिए आवश्यक है कि इनका वेग एक नियत सीमा से अधिक रहे। यदि इनका वेग इस नियत सीमा से कम हो तो गैसों के सम्पर्क में आने पर भी ये उन्हें आयनीकृत नहीं

कर सकेंगी। ऐसा देखा गया है कि अल्फ़ा कणिकाओं को घन, द्रव या गैसीय पदार्थों की यथेष्ट मोटाई के द्वारा प्रविष्ट कराने पर इनकी आयनीकृत करने की क्षमता नष्ट हो जाती है। अल्फ़ा किरणों का प्राथमिक वेग जितना ही अधिक होगा बिना अपनी शक्ति नष्ट किये उतनी ही अधिक मोटाई में प्रविष्ट होने की क्षमता इन कणिकाओं में होती है।

इन अल्फ़ा कणिकाओं का एक अद्भुत गुण ज़िंक-सल्फ़ाइड के पर्दे पर उनका प्रभाव है। क्रूक्स ने देखा कि ज़िंक-सल्फ़ाइड के पर्दे के निकट रेडियम नाइट्रेट के एक टुकड़े को रखने से और पर्दे को ताल से परीक्षा करने से पर्दे पर चमकते हुए हरे रङ्ग के बिन्दु देख पड़ते हैं। ये इतनी शीघ्रता से एक-एक करके पर्दे पर प्रक्षिप्त होते हैं कि सारा पर्दा चमकते हुए अव्यवस्थित समुद्र सा देख पड़ता है। ऐसा प्रतीत होता है कि रेडियम के द्वारा प्रक्षिप्त इलैक्ट्रन से पर्दे पर बम के सदृश आक्रमण हो रहा है। अल्फ़ा कणिकाओं का वेग कम होने से इनके फोटोग्राफी पट्ट के आक्रान्त करने और प्रतिदीप्ति के गुण भी नष्ट हो जाते हैं।

यह सिद्ध हुआ है कि अल्फ़ा कणिकाएँ हीलियम के परमाणु हैं। हीलियम का यह परमाणु विद्युत् के दो धनात्मक आयन के आवेश से आविष्ट समझा जाता है। रेडियम इमेनेशन को काँच की एक केशिका नली में, जिसकी दीवारें पर्याप्त पतली हों, बन्द करने से अल्फ़ा किरण के बाहर निकलने से नलिका के बाहर कुछ समय के बाद हीलियम पाया जाता है पर यदि स्वयं हीलियम इस प्रकार नलिका में बन्द किया जाय तो नलिका के बाहर कुछ नहीं पाया जाता।

बीटा किरण। बीटा किरण अल्फ़ा किरण से बिलकुल भिन्न होता है। यह भी विद्युताविष्ट कणिकाओं का बना होता है पर इनमें विद्युत् का ऋण आवेश होता है। इनकी तौल हाइड्रोजन के परमाणु की तौल का $\frac{१}{१८००}$ वाँ भाग होती है। कणिकाएँ बड़े प्रचण्ड वेग से रेडियम और अन्य रेडियमधर्मी पदार्थों से निकलती हैं। इनमें कुछ का वेग प्रकाश के वेग के प्रायः

बराबर ही होता है और कुछ का वेग कम होता है। इनका औसत वेग कैथोड किरण के वेग से बहुत अधिक होता है।

इन किरणों में प्रविष्ट होने की क्षमता अल्फ़ा किरणों की अपेक्षा अधिक होती है। इनके वेग को आधा करने के लिए अलुमिनियम के ०·०५ सेंटीमीटर मोटाई की आवश्यकता होती है। ०·०१ सेंटीमीटर मोटाई के अभ्रक का चादर अल्फ़ा कणिकाओं का बिलकुल शोषण कर लेता है पर बीटा कणिकाएँ इससे सरलता से निकल जाती हैं।

गामा किरण। यह किरण किसी प्रकार का विद्युत् आवेश नहीं वहन करता। यह रञ्जन वा एक्स-किरण से बहुत मिलता-जुलता है। इस किरण का वेग बीटा किरण के वेग से बहुत अधिक होता है। इससे इसमें प्रविष्ट होने की क्षमता बहुत अधिक होती है। ८ सेंटीमीटर मोटाई के अलुमिनियम का चादर इसके वेग को आधा करने के लिए आवश्यक होता है। ऐसा समझा जाता है कि यह किरण कणिकाओं का बना नहीं है वरन् तेजोवाही ईथर में अत्यल्प तरङ्ग-दैर्घ्य की यह केवल तरङ्ग-गति है। रेडियम-धर्मी परिवर्तनों में गामा किरण के साथ साथ बीटा किरण भी पाया जाता है। पर बीटा किरण से इसमें अधिक प्रवेश-क्षमता होने के कारण यह उससे सरलता से पृथक् किया जा सकता है। एक सेंटीमीटर मोटाई के सीस का चादर अल्फ़ा और बीटा किरणों को रोक लेता है पर गामा किरण इससे निकल जाते हैं।

रेडियम-वियोजन। रेडियम के वियोजन से रेडियम की तौल में बहुत ही कम परिवर्तन होता है। यह परिवर्तन इतना अल्प होता है कि सूक्ष्म से सूक्ष्म रासायनिक तुला से भी यह जाना नहीं जा सकता।

रेडियम के वियोजन में रेडियम की बहुत अधिक शक्ति नष्ट हो जाती है। यह शक्ति प्रधानतः अल्फ़ा किरण को प्रचण्ड वेग प्रदान करने में व्यय होती है। उनमें कुछ तो रेडियम तल पर पहुँचने के पहले ही रेडि-यम के द्वारा शोषित हो जाती है। इस प्रकार यह शक्ति ताप में परिणत हो

जाती है। यह ताप रेडियम के तापक्रम को चारों ओर की वायु के तापक्रम से ऊँचा रखने के लिए पर्याप्त होता है। मैडेम क्यूरी ने एक प्रयोग में देखा कि शुद्ध रेडियम ब्रोमाइड का तापक्रम पार्श्ववर्ती वायु के तापक्रम से २° श ऊँचा था। वस्तुतः एक ग्राम रेडियम से जितनी शक्ति एक घण्टे में निकलती है वह १०० ग्राम जल के तापक्रम को १° श बढ़ाने के लिए पर्याप्त होती है। इस शक्ति के उद्गम के सम्बन्ध में लोगों का मत है कि यह रेडियम के परमाणु की आभ्यन्तर शक्ति है। यह परमाणुओं में विद्युताविष्ट कणिकाओं की तीव्र गति से उत्पन्न होती है। परमाणु जैसे-जैसे विच्छिन्न होते हैं उनकी आभ्यन्तर शक्ति मुक्त होती जाती है।

जब रेडियम लवण को शून्य में बन्द करके रखते हैं तब हीलियम के अतिरिक्त अल्प मात्रा में एक रेडियमधर्मी गैस निकलती है। इस गैस को रेडियम इमेनेशन कहते हैं। यह गैस निम्न तापक्रम पर वर्ण-रहित पारद-सदृश द्रव में और अन्त में अपारदर्शक घन में परिणत हो जाती है। यह द्रव – ६२° श पर उबलता और घन – ७१° श पर पिघलता है। सूक्ष्मदर्शक से परीक्षा करने पर द्रव और घन दोनों ही प्रस्फुरक देख पड़ते हैं। यह गैस बहुत निष्क्रिय और हीलियम वर्ग के तत्त्वों के समान होती है। इस कारण रैमजे ने इस गैस का नाम नाइटन दिया। इसके घनत्व से इसका अणुभार २२२ निकलता है। हीलियम वर्ग की अन्य गैसों के सदृश यह भी एक-परमाणुक होती है। यद्यपि सामान्य रासायनिक गुणों में यह निष्क्रिय होती है पर शीघ्र ही हीलियम और एक दूसरे तत्त्व रेडियम ए में परिणत हो जाती है।

रेडियम ए साधारण तापक्रम पर घन होता है पर यह शीघ्र ही रेडियम बी और हीलियम में परिणत हो जाता है। रेडियम बी फिर रेडियम सी में परिणत हो जाता और बीटा और गामा किरण प्रक्षिप्त करता है। रेडियम सी फिर रेडियम सी डैश में परिणत होता और बीटा किरण प्रक्षिप्त करता है। यह फिर शीघ्रता से हीलियम और रेडियम डी में परिणत हो जाता है। रेडियम डी फिर रेडियम ई में और रेडियम ई फिर रेडियम एफ़ में परिणत हो जाता है। रेडियम एफ़ और पोलोनियम एक ही समझे जाते हैं।

पोलोनियम फिर ऐसे तत्त्व में परिणत होता है जिसमें और कोई विकार नहीं उत्पन्न होता। यह तत्त्व रासायनिक गुणों में सीस के समान होता है और इसे रेडियम-सीस कहते हैं।

यह प्रमाणित हुआ है कि रेडियम स्वयं यूरेनियम से प्राप्त होता है। इसी प्रकार थेारियम भी अनेक पदार्थों में परिणत हो कर अन्त में सीस के सदृश तत्त्व में परिणत हो जाता है। इसे थेारियम-सीस कहते हैं।

समस्थानीय। रेडियमधर्मी तत्त्वों के अध्ययन से मालूम हुआ है कि तत्त्वों के कुछ ऐसे वर्ग हैं जिनके परमाणुभार तो भिन्न-भिन्न हैं पर उनके रासायनिक गुणों में कुछ भी पार्थक्य नहीं है। ऐसे तत्त्व तत्त्वों के आवर्त्त वर्गीकरण की सारिणी में वस्तुतः एक ही स्थान ग्रहण करते हैं। ऐसे तत्त्वों के लिए सौडी ने समस्थानीय नाम दिया। एक वर्ग के सब मेंबर समस्थानीय होते हैं। थेारियम के वियेाजन से एक तत्त्व थेारियम-एक्स प्राप्त होता है। इसकी रेडियमधर्मिता रेडियम से बिलकुल भिन्न होती है पर इसका परमाणुभार २२४ और रेडियम का २२६ है। रासायनिक गुणों में इन दोनों में इतना सादृश्य है कि इनमें विभेद करना सम्भव नहीं है।

केवल रेडियमधर्मी तत्त्वों में ही यह बात नहीं पाई जाती, रेडियमधर्मी न होनेवाले तत्त्वों में भी यह बात देखी जाती है। यूरेनियम और थेारियम के वियेाजन के अन्तिम फल रेडियमधर्महीन रेडियम-सीस और थेारियम-सीस हैं जिनके परमाणुभार क्रमशः २०६ और २०८ हैं। ये वस्तुतः सीस के समस्थानीय हैं। सामान्य सीस का परमाणुभार २०७·२ है।

आस्टन ने अनेक तत्त्वों के सम्बन्ध में पता लगाया है कि उनमें कुछ तत्त्व तो समस्थानीय से बने हैं और कुछ सरल तत्त्व हैं अर्थात् एक ही प्रकार के परमाणुभार से बने हैं। इस बात को उन्होंने धनकिरण विधि से निर्धारित किया है। बहुत उच्च कोटि की शून्य विसर्गनलिका के विसर्ग में ऋणद्वार से धन विद्युताविष्ट कणिकाएँ प्रस्थान करती हैं। यदि ऋणद्वार में छिद्र हो तो इन छिद्रों के द्वारा ये कणिकाएँ बाहर निकल जातीं और ऋणद्वार के पीछे दीप्त किरणों के रूप में दृष्टिगोचर होती हैं। ऐसे किरणों में प्रतिदीप्ति

उत्पन्न करने, इलेक्ट्रोस्कोप के विसर्जित करने और फोटोग्राफी पट्ट के आक्रान्त करने के गुण होते हैं। ये कणिकाएँ विद्युत् का धन आवेश वहन करती और विद्युत् वा चुम्बकीय क्षेत्र से विचलित होती हैं। यह विचलन फोटोग्राफी विधि से अङ्कित हो सकता है और इस विचलन के माप से इन कणिकाओं का वेग और उनके जाड्य और आवेश की निष्पत्ति निकाली जा सकती है। फोटोग्राफी पट्ट पर भिन्न-भिन्न जाड्य के कारण भिन्न-भिन्न रेखा-श्रेणियाँ प्राप्त होती हैं। इन्हें जाड्य वर्णपट कहते हैं।

इस प्रकार की परीक्षा से मालूम हुआ है कि नीयन २० और २२ परमाणुभार के समस्थानीय का मिश्रण है। नीयन का परमाणुभार साधारणतः २०·२ प्राप्त होता है। अतः इसमें हलके और भारी समस्थानीय ९ : १ अनुपात में विद्यमान हैं। हीलियम का कोई समस्थानीय नहीं पाया गया है। आर्गन एक ४० परमाणुभार और दूसरा ३६ परमाणुभार के समस्थानीय का मिश्रण है। क्रिप्टन और ज़ीनन अनेक समस्थानीय के मिश्रण मालूम होते हैं।

इसी प्रकार क्लोरीन एक ३५ परमाणुभार और दूसरा ३७ परमाणुभार के समस्थानीय का मिश्रण पाया गया है। ब्रोमीन ७९ और ८१ परमाणुभार के दो समस्थानीयों का मिश्रण है पर फ्लोरीन और आयोडीन सरल तत्त्व हैं। दूसरे तत्त्वों के सम्बन्ध में भी इसी प्रकार के अनुसन्धान हुए हैं। नाइट्रोजन, फ़ास्फ़रस और गन्धक सरल तत्त्व हैं पर बोरन, सिलिकन और पारद समस्थानीयों के मिश्रण हैं।

परमाणु क्रमाङ्क। तत्त्वों को यदि उनके परमाणुभार के क्रम के अनुसार रखा जाय तो उन्हें जो क्रमिक स्थान प्राप्त होंगे उसे परमाणु क्रमाङ्क कहते हैं। इसमें कुछ अपवाद हैं। परमाणुभार के अनुसार हाइड्रोजन का स्थान पहला है, हीलियम का दूसरा, लिथियम का तीसरा, ग्लुसिनम का चौथा इत्यादि इत्यादि है। इनके परमाणु क्रमाङ्क क्रमशः १, २, ३, ४ इत्यादि इत्यादि हैं। निम्न-लिखित सारिणी में परमाणु क्रमाङ्क के अनुसार तत्त्वों के नाम दिये हैं।

परमाणु क्रमाङ्क	तत्त्वों के नाम	परमाणुभार
१	हाइड्रोजन (H)	१
२	हीलियम (He)	४
३	लिथियम (Li)	७
४	ग्लुसिनम (Gl)	६
५	बोरन (B)	११
६	कार्बन (C)	१२
७	नाइट्रोजन (N)	१४
८	आक्सिजन (O)	१६
६	फ्लोरीन (F)	१६
१०	नीयन (Ne)	२०
११	सोडियम (Na)	२३
१२	मैगनीसियम (Mg)	२४
१३	अलुमिनियम (Al)	२७
१४	सिलिकन (Si)	२८
१५	फ़ास्फ़रस (P)	३१
१६	गन्धक (S)	३२
१७	क्लोरीन (Cl)	३५
१८	आर्गन (Ar)	४०
१६	पोटासियम (K)	३६
२०	कालसियम (Ca)	४०
२१	स्कैंडियम (Sc)	४४
२२	टाइटेनियम (Ti)	४८
२३	वेनेडियम (V)	५१
२४	क्रोमियम (Cr)	५२
२५	मैंगनीज़ (Mn)	५५
२६	लौह (Fe)	५६

परमाणु क्रमाङ्क	तत्वों के नाम	परमाणुभार
२७	कोबाल्ट (Co)	५६
२८	निकेल (Ni)	५६
२६	ताम्र (Cu)	६४
३०	यशद (Zn)	६५
३१	गैलियम (Ga)	७०
३२	जरमेनियम (Ge)	७२
३३	आर्सेनिक (As)	७५
३४	सेलिनियम (Se)	७६
३५	ब्रोमीन (Br)	८०
३६	क्रिप्टन (Kr)	८३
३७	रुबिडियम (Rb)	८५
३८	स्ट्रांशियम (Sr)	८८
३६	ईट्रियम (Y)	८६
४०	ज़रकोनियम (Zr)	६१
४१	कोलंबियम (Cl)	६४
४२	मोलिवडेनम (Mo)	६६
४३	... ...	...
४४	रुथेनियम (Ru)	१०२
४५	रोडियम (Rh)	१०३
४६	पैलेडियम (Pd)	१०७
४७	चाँदी (Ag)	१०८
४८	कैडमियम (Cd)	११२
४६	इंडियम (In)	११५
५०	वङ्ग (Sn)	११६
५१	अंटीमनी (Sb)	१२०
५२	टेलुरियम (Te)	१२७

परमाणु क्रमाङ्क	तत्त्वों के नाम	परमाणुभार
५३	आयोडीन (I)	१२७

इत्यादि इत्यादि

उपर्युक्त सारिणी में परमाणुभार सन्निकट पूर्णाङ्क में दिये गये हैं। इसमें पोटासियम और आयोडीन एक अपवाद हैं। परमाणुभार के अनुसार पोटासियम आर्गन के पहले आना चाहिए पर इस सारिणी में यह आर्गन के बाद आता है। इसी प्रकार आयोडीन को (परमाणुभार १२६·६) टेलुरियम (परमाणुभार १२७·५) से पहले आना चाहिए पर यह टेलुरियम के बाद आता है। २०० परमाणुभार के बाद इस सारिणी में ऐसे अनेक तत्त्व आते हैं जिनके समस्थानीय होते हैं। मोज़ले ने एक्स-किरण वर्णपट से देखा कि तत्त्वों के परमाणु क्रमाङ्क और उनके एक्स-किरण वर्णपट के बीच बहुत घनिष्ठ सम्बन्ध है। यह परमाणु क्रमाङ्क अवश्य ही परमाणु का गुण है।

परमाणु की बनावट। परमाणु की बनावट के सम्बन्ध में ऐसा समझा जाता है कि परमाणु दो प्रकार की विद्युत्-कणिकाओं से बने हैं। इनमें एक प्रकार की कणिका धनात्मक होती है और इसे 'प्रोटन' कहते हैं। दूसरे प्रकार की कणिका ऋणात्मक होती है और इसे इलैक्ट्रन कहते हैं। प्रोटन धन विद्युत् का एकांक आवेश वहन करता और आक्सिजन के परमाणु का जाड्य १६ मानने से इसका जाड्य एक होता है। इलैक्ट्रन ऋण-विद्युत् का एकांक आवेश वहन करता है। इसका जाड्य प्रोटन के जाड्य का $\frac{१}{१८००}$ होता है। चूँकि तत्त्वों के परमाणु विद्युत् की दृष्टि से उदासीन होते हैं अतः इनमें प्रोटन और इलैक्ट्रन की संख्याएँ बराबर-बराबर होती हैं।

परमाणु का केन्द्रक प्रोटन होता है। केन्द्रक में सदा ही धन-विद्युत् का आधिक्य रहता है यद्यपि हाइड्रोजन के अतिरिक्त अन्य सब तत्त्वों में परमाणुकेन्द्रक में ऋणात्मक इलैक्ट्रन भी रहता है। केन्द्रक के चारों ओर और इससे पर्याप्त दूरी पर इलैक्ट्रन रहते हैं। इलैक्ट्रन का ऋण-विद्युत् केन्द्रक के धन विद्युत् के समतुल्य होता है।

एक समय ऐसा समझा जाता था कि बाह्य इलैक्ट्रनों की संख्या अपेक्षाकृत बहुत अधिक है। पर अब मोज़ले की धारणा—कि परमाणु क्रमाङ्क से बाह्य इलैक्ट्रन और केन्द्रक के धन आवेश की संख्या सूचित होती है—प्रयोग से ठीक मालूम होती है। इस दृष्टि से परमाणु की बनावट का प्रश्न ज्ञात जाड्य और ज्ञात आवेश के केन्द्रक के चारों ओर नियत संख्या के इलैक्ट्रन के विन्यास और उनकी गति-विधि में समाविष्ट हो जाता है। परमाणु का प्रतिरूप वस्तुतः ऐसा होना चाहिए जो तत्त्वों के केवल भौतिक गुणों—उनके वर्णपट—इत्यादि की ही उचित व्याख्या न दे सके वरन् उनके रासायनिक गुणों, उनकी बन्धकता और संयुक्त होने की विधि की भी उपयुक्त व्याख्या दे सके। इस दृष्टि से अब तक कोई सन्तोषजनक प्रतिरूप नहीं दिया जा सका है यद्यपि इसकी ओर बहुत कुछ उन्नति हुई है।

लिविस और लैंगम्यूर ने जो सिद्धान्त प्रतिपादित किया है उसके अनुसार केन्द्रक के चारों ओर अनुक्रमिक मण्डल या स्तर में इलैक्ट्रन स्थित हैं। केवल अति बाह्य मण्डल या स्तर ही दूसरे परमाणुओं से प्रभावित होता है। अतः तत्त्वों के रासायनिक गुण इस मण्डल के कारण ही होते हैं। इसी कारण प्राकृतिक समुदाय के तत्त्वों के गुण समान होने चाहिएँ। इस अति बाह्य मण्डल से यदि परमाणु इलैक्ट्रन को शीघ्रता से निकाल सके तो यह मण्डल धनाविष्ट हो जाता है। इस कारण ऐसे तत्त्वों को विद्युत्धनीय कहते हैं। यदि दूसरे परमाणुओं से कोई परमाणु इलैक्ट्रन को इस मण्डल में ले सकता है तो ऐसे तत्त्वों को विद्युत्ऋणीय कहते हैं।

अलकली वर्ग की धातुएँ इस सिद्धान्त के अनुसार केन्द्रक से और एक या अधिक मण्डल के इलैक्ट्रन से बने स्थायी गर्भ की और केवल एक बाह्य इलैक्ट्रन की बनी होती हैं। इस बाह्य इलैक्ट्रन को शीघ्रता से छोड़ देने के कारण इन धातुओं में एकाङ्क धन आवेश होता है। इसी प्रकार क्षारमृत्तिका की धातुओं में ऐसे दो इलैक्ट्रन होते हैं जो सरलता से पृथक् हो सकते हैं। हैलोजन ऐसे तत्त्व हैं जिनमें इलैक्ट्रन छोड़ देने के स्थान में इलैक्ट्रन ग्रहण करने की क्षमता है। ऐसे इलैक्ट्रन के ले लेने से ये ऋण

आवेश से आविष्ट हो जाते हैं। शून्यबन्धक तत्त्वों में महत्तम स्थायित्व होता है क्योंकि इनके अति बाह्य मण्डल में इलैक्ट्रन को न तो लेने की क्षमता रहती है और न देने की। परमाणु क्रमाङ्क से बाह्य मण्डल के इलैक्ट्रन की कुल संख्या सूचित होती है। लिविस और लैंगम्यूर के सिद्धान्त के अनुसार इलैक्ट्रन किसी नियत स्थान पर स्थित हैं और वे वहाँ सम्भवतः झूलते रहते हैं।

बोर और समरफ़िल्ड के सिद्धान्त के अनुसार केन्द्रक के चारों ओर वृत्ताकार या दैर्घ्य कक्ष में इलैक्ट्रन परिभ्रमण करते हैं। इस सिद्धान्त के अनुसार सरल तत्त्वों के वर्णपट की व्याख्या सरलता से की जा सकती है पर बन्धकता की व्याख्या नहीं हो सकती। लिविस-लैंगम्यूर के सिद्धान्त से बन्धकता की व्याख्या सरलता से हो जाती है। इस दृष्टि से इन दोनों सिद्धान्तों के सम्बद्ध करने की चेष्टाएँ हुई हैं।

परमाणु के केन्द्रक के सम्बन्ध में यह बात मान ली गई है कि बाह्य साधनों से इस पर कोई प्रभाव नहीं पड़ता क्योंकि बाह्य इलैक्ट्रनों से यह सुरक्षित रहता है। रासायनिक संयोग में इसका कोई योग नहीं होता और इसके कारण पदार्थों के गुणों में कोई भेद नहीं पड़ता। यह प्रधानतः उनके जाड्य और रेडियमधर्मिता के सम्बन्ध में ठीक मालूम होता है। रेडियमधर्मी तत्त्वों के केन्द्रक कम या अधिक स्थायी होते हैं और इलैक्ट्रन को निकालकर अधिक स्थायी होने की चेष्टा करते हैं।

प्रोटन के सम्बन्ध में ऐसा समझा जाता है कि यह हाइड्रोजन का केन्द्रक है। केवल हाइड्रोजन के केन्द्रक में ही इलैक्ट्रन की उपस्थिति का अभाव समझा जाता है। अन्य तत्त्वों के केन्द्रक में प्रोटन के साथ-साथ इलैक्ट्रन भी विद्यमान रहते हैं। यदि प्रोटन वस्तुतः हाइड्रोजन का केन्द्रक हो तो हाइड्रोजन का परमाणुभार (O = १६) एक होना चाहिए पर रासायनिक विधियों और जाड्य वर्णपट विधि से इसका परमाणुभार १·००७६ निकलता है। वास्तविक परमाणुभार से यह मान एक प्रतिशत अधिक होता है। इस मान के अधिक होने का कारण यह समझा जाता है कि हाइड्रोजन के परमाणु में एक प्रोटन का केन्द्रक है और उसके चारों ओर इलैक्ट्रन परिभ्रमण

करते हैं। दूसरे तत्त्वों के परमाणु अधिक पेचीले हैं और उनके केन्द्रक में इलैक्ट्रन अधिक घनिष्ठता से जकड़े हुए हैं। गणित की गणना से यह सिद्ध किया जा सकता है कि इस प्रकार के घनिष्ठ जकड़ने में केन्द्रक की तौल कम होनी चाहिए। इसी कारण हाइड्रोजन के परमाणु की तौल वास्तविक मान से कुछ अधिक है।

प्रश्न

१—रेडियमधर्मिता किसे कहते हैं? रेडियम से तीन प्रकार के जो किरण निकलते हैं उनके क्या-क्या गुण हैं?

२—रेडियमधर्मिता का क्या आशय है? इससे तत्त्वों के कृत्रिम वियोजन के सम्बन्ध में क्या मालूम होता है?

३—परमाणु क्रमाङ्क का क्या आशय है? समस्थानीय क्या हैं? समस्थानीय के परमाणु क्रमाङ्क क्या हैं?

४—परमाणु की बनावट के सम्बन्ध में जो सिद्धान्त प्रतिपादित हुए हैं उनका संक्षेप में वर्णन करो।

५—रेडियमधर्मिता पर एक छोटा प्रबन्ध लिखो।

परिच्छेद २

गैसों का गत्यात्मक सिद्धान्त

गैसों का गत्यात्मक सिद्धान्त । जैसे भिन्न-भिन्न प्रकार के घन और द्रव होते हैं वैसे ही भिन्न-भिन्न प्रकार की गैसें भी होती हैं। गैसों में एक विशेषता यह देखी जाती है कि उनके भौतिक गुण बहुत कुछ समान होते हैं। सभी गैसें बायल, गेलूसक और आवोगाड्रो के नियम पालन करती हैं। इन भौतिक गुणों की समानता की व्याख्या करने के लिए समय-समय पर अनेक अनुमान प्रतिपादित हुए हैं। उनमें क्लौसियस और मैक्सवेल द्वारा प्रतिपादित गैसों का गत्यात्मक सिद्धान्त सबसे अधिक महत्त्व का है। इस सिद्धान्त के अनुसार गैसों के कण—जो गैसों के अणु ही समझे जाते हैं—एक दूसरे से प्रायः स्वतन्त्र होते हैं और सभी दिशाओं में बड़ी तीव्र गति से भ्रमण करते हैं। ये अणु साधारणतः सीधी रेखाओं में भ्रमण करते हैं पर एक दूसरे से या पात्र की दीवारों से टकराने से उनकी दिशाएँ बदल जाती हैं। ये पूर्ण रूप से स्थितिस्थापक होते हैं। अतः इन असंख्य टक्करों से इनकी गत्यात्मक शक्ति में कोई न्यूनता नहीं आती, इससे केवल उनकी दिशाएँ और उनकी सापेक्षिक गति परिवर्तित हो जाती हैं। गैसों के गरम करने से इनकी गति बढ़ जाती है। पात्र की दीवारों पर गैस-अणुओं की टक्कर से उन पर गैसों का दबाव होता है। इससे यह सरलता से मालूम हो जाता है कि किसी निश्चित तापक्रम पर आयतन के कम करने से अथवा किसी निश्चित आयतन पर तापक्रम की वृद्धि से गैसों के दबाव में क्यों वृद्धि होती है। पहली स्थिति में आयतन के कम करने से किसी विशिष्ट स्थान में अणुओं की संख्या की वृद्धि होती है और उससे टक्करों की संख्या बढ़ जाती और इससे दबाव की वृद्धि होती है। दूसरी स्थिति में तापक्रम की

वृद्धि से गैस के अणुओं की गति बढ़ जाती है। इससे टक्करों की संख्या बढ़ जाती और उससे दबाव की वृद्धि होती है। गैसों के गत्यात्मक सिद्धान्त की महत्ता और उपयोगिता इस बात में है कि इससे गैसों के नियम सरलता से प्रमाणित किये जा सकते हैं।

बायल के नियम का स्थापन। मान लें कि किसी घन पात्र में, जिसकी भुजा की लम्बाई 'ल' है, गैस रखी हुई है। इस गैस के अणुओं की तौल 'त' और उनका वेग 'व' है। मान लें कि गैस के अणुओं की सारी संख्या 'स' है। चूँकि गैसें सारी दिशाओं में भ्रमण करती हैं अतः प्रत्येक अणु का वेग तीन घटकों में पृथक् दर्शित किया जा सकता है। इन घटकों 'प', 'फ' और 'भ' का प्रारम्भिक वेग 'व' के साथ निम्न-लिखित सम्बन्ध है।

$$\text{व}^2 = \text{प}^2 + \text{फ}^2 + \text{भ}^2$$

घन की दो सम्मुख भुजाओं के बीच किसी एक अणु की गति का वेगघटक इस दिशा में 'प' है तो एकाङ्क समय में इस भुजा पर टक्करों की संख्या $\frac{\text{प}}{\text{ल}}$ होगी। प्रत्येक टक्कर में आवेग का परिवर्तन चूँकि २ त प है अतः एकाङ्क समय में अणु के आवेग का सारा परिवर्तन २ त प $\frac{\text{प}}{\text{ल}}$ या $\frac{२\,\text{त}\,\text{प}^2}{\text{ल}}$ हुआ। इसी प्रकार अन्य दो भुजा-युग्मों पर यह परिवर्तन $\frac{२\text{त}\,\text{फ}^2}{\text{ल}}$ और $\frac{२\text{त}\,\text{भ}^2}{\text{ल}}$ हुआ।

सब दीवारों पर अणु के वेग का परिवर्तन

$$\frac{२\,\text{त}\,(\text{प}^2 + \text{फ}^2 + \text{भ}^2)}{\text{ल}} = \frac{२\,\text{त}\,\text{व}^2}{\text{ल}} \text{ हुआ}$$

चूँकि सारी गैसों में 'स' अणु हैं। अतः गैस का सारा दबाव घन की दीवार पर $\frac{२\,\text{स}\,\text{त}\,\text{व}^2}{\text{ल}}$ हुआ।

घन की छः भुजाओं का तल ६ $ल^२$ हुआ अतः भजनफल $\frac{२ स त व^२}{ल \times ६ ल^२} = \frac{स त व^२}{३ ल^३}$ प्रति एकाङ्क तल पर का दबाव हुआ। चूँकि $ल^३$ घन के आयतन आ के बराबर है। अतः दबाव

$$द = \frac{स त व^२}{३ आ} \text{ या } द \times आ = \frac{१}{३} स त व^२$$

चूँकि इस सूत्र में दाहिनी ओर के सब परिमाण किसी निश्चित तापक्रम पर स्थायी होते हैं अतः निश्चित तापक्रम पर दबाव और आयतन का गुणन-फल स्थायी होता है। इससे बायल का नियम सिद्ध होता है।

आवोगाड्रो के नियम का स्थापन। गैसों के गत्यात्मक सिद्धान्त से आवोगाड्रो का नियम भी प्रमाणित किया जा सकता है। यदि दो विभिन्न गैसों का आयतन एक ही तापक्रम और एक ही दबाव पर बराबर-बराबर हो तो—

$$द \times आ = द_१ \times आ_१$$

$$\text{अतः } \frac{१}{३} स त व^२ = \frac{१}{३} स_१ त_१ व_१^२$$

$$\text{या } \frac{२}{३} स \cdot \frac{१}{२} त व^२ = \frac{२}{३} स_१ \cdot \frac{१}{२} त_१ व_१^२ \ldots\ldots (१)$$

चूँकि गैसों के तापक्रम और दबाव एक ही हैं अतः वे साम्य में स्थित हैं। इससे दोनों गैसों के कणों की औसत गत्यात्मक शक्ति बराबर ही होनी चाहिए अर्थात्

$$\frac{१}{२} त व^२ = \frac{१}{२} त_१ व_१^२$$

इस समीकरण से (१) समीकरण के विभाजित करने से

$$स = स_१$$

अर्थात् एक ही तापक्रम और दबाव पर भिन्न-भिन्न गैसों के तुल्य आयतन में अणुओं की संख्या बराबर होती है।

ग्राहम के व्यापन का नियम। समीकरण

$द \times आ = \frac{1}{3} स\ त\ व^2$ निम्न रूप में भी लिखा जा सकता है।

$$व^2 = \frac{3\ द \times आ}{स\ त}$$

$$या\quad व = \sqrt{\frac{3\ द \times आ}{स\ त}}$$

गैसों और आवोगाड्रो के नियम के अनुसार किसी निश्चित तापक्रम पर सभी गैसों के लिए $\sqrt{\frac{द\ आ}{स}}$ स्थायी होता है।

$$\therefore व \sqrt{\frac{1}{त}} \text{ के अनुपात में हुआ।}$$

यहाँ त एक अणु की तौल है। भिन्न-भिन्न गैसों के लिए यह आपेक्षिक घनत्व के अनुपात में होता है। अतः भिन्न-भिन्न गैसों का अणुक वेग उनके आपेक्षिक घनत्व के वर्गमूल का उत्क्रमानुपाती होता है। यह ग्राहम के व्यापन के नियम के अनुकूल है।

वानडेरवाल का समीकरण। गैसों के नियम आदर्श गैसों से ही ठीक-ठीक प्रतिपालित होते हैं। वास्तविक गैसों में कोई भी गैसों के नियमों को ठीक-ठीक पालन नहीं करती। अतः वास्तविक गैसों के प्रयोग से गैसों के नियम में विचलन होता है। इस विचलन की व्याख्या पहले-पहल वानडेरवाल ने की थी। गैसों के नियम के स्थापन करने में हम लोगों ने गैस अणुओं को केवल भौतिक बिन्दु माना है जिनका कोई आयतन नहीं है पर यदि गैसीय अणु वास्तव में भौतिक पदार्थ हैं तो उनका थोड़ा से थोड़ा आयतन भी अवश्य होना चाहिए। इससे ज्ञात होता है कि जिस आयतन में गैस के कण भ्रमण करते हैं वह आयतन वस्तुतः उस पात्र का आयतन नहीं है जिसमें गैस विद्यमान है पर वह आयतन कणों के आयतन से रहित पात्र का आयतन है। जब तक गैस का आयतन बहुत अधिक और दबाव

कम है तब तक कुल आयतन की तुलना से गैस कणों का आयतन बहुत ही अल्प प्रायः शून्य होता है। इस स्थिति में गैसों के नियम प्रायः ठीक-ठीक प्रतिपालित होते हैं पर जब दबाव अधिक हो जाता है और कुल आयतन अल्प हो जाता तब कणों के आयतन अपेक्षाकृत अधिक होते हैं और तब गैसों के नियमों में अधिक विचलन होता है। इससे आयतन की न्यूनता से दबाव में जितनी वृद्धि होनी चाहिए उसकी अपेक्षा दबाव की वृद्धि अधिक होती है।

मान लें कि कोई अणु दो समानान्तर दीवारों के बीच समकोण दोलित हो रहा है, और दोनों दीवारों के बीच की दूरी अणु के व्यास का १०० गुना है। यह स्पष्ट है कि अणु को एक दीवार के स्पर्श से दूसरी दीवार के स्पर्श में आने के लिए उसे १०० व्यास की दूरी नहीं चलनी पड़ेगी वरन् केवल ९९ व्यास की दूरी ही चलनी पड़ेगी। अतः यदि अणु में आयतन नहीं होता तो उस दशा में जितनी बार यह टकराता उससे कम ही बार यह टकरा रहा है। इन टक्करों की निष्पत्ति १००: ९९ है। यदि दीवारों की दूरी १०० की अपेक्षा १० हो तो यह निष्पत्ति १०: ९ या १००: ९० हो जाती है। दीवारों की दूरी के दशमांश कम होने से दबाव पहले का दस गुना नहीं वरन् ग्यारह गुना बढ़ जाता है। अतः गैसीय समीकरण

$$द \times आ = स्थि \times ट$$ को

$द \times (आ - ख) = स्थि \times ट$ रूप में लिख सकते हैं जहाँ 'ख' अणु का आयतन है और ट परम तापक्रम है।

एक दूसरा कारण भी है जिससे गैसों के नियम के प्रतिपालन में विचलन होता है। द्रव के कणों में परस्पर आकर्षण होता है। द्रवों के वाष्प में परिणत हो जाने पर भी कणों के बीच कुछ न कुछ आकर्षण—इसकी मात्रा अत्यल्प क्यों न हो—अवश्य होना चाहिए। वानडेरवाल ने कल्पना की है कि यह आकर्षण गैसों के समाहरण के वर्ग के अनुपात में होता है अथवा आयतन के वर्ग का उत्क्रमानुपाती होता है। गैस कणों का यह पारस्परिक आकर्षण गैसों के बाह्य दबाव के समान ही है। अतः बाह्य दबाव में यह

जोड़ा जा सकता है। यदि 'क' आकर्षण का गुणक है तो किसी आयतन आ के लिए यह संशोधन $\frac{क}{आ^2}$ होगा अतः सब स्थितियों में वानडेरवाल के मतानुसार गैसों का व्यवहार निम्न समीकरण से प्रकट होता है।

$$\left(द + \frac{क}{आ^2}\right)\left(आ - ख\right) = स्थि \times ट$$

यह समीकरण केवल स्थायी गैसों के व्यवहार को ही सूचित नहीं करता वरन् सरलता से द्रवीभूत होनेवाली गैसों के व्यवहार को भी बड़ी यथार्थता से सूचित करता है।

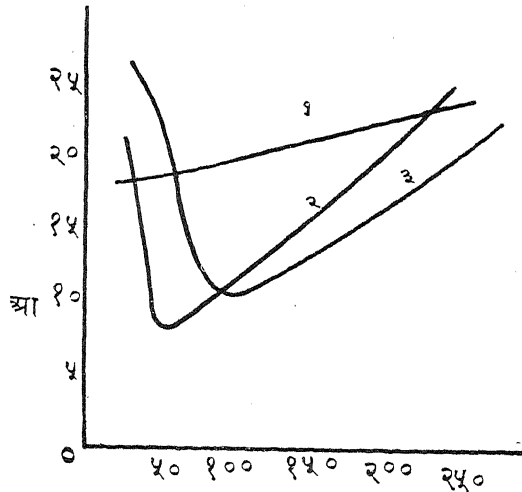
ऐमगट ने २०° श पर एथीलिन का द × आ मान प्रयेाग से प्राप्त किया और निम्न समीकरण से गणना से निकाला।

$$\left(द + \frac{०\cdot००७८६}{आ^2}\right)\left(आ - ०\cdot००२४\right) = १\cdot००५४१$$

दबाव (वायुमण्डलीय)	प्रयेाग से प्राप्त फल	सूत्र से प्राप्त फल
१	१०००	१०००
४५·८	७८१	७८२
८४·२	३९९	३९२
११०·५	४५४	४४६
१७६·०	६४३	६४२
२८२·२	९४१	९४०
३९८·७	१२४८	१२५४

प्रयेाग और सूत्र से प्राप्त मानों में समानता बहुत सन्तोषजनक है। यदि गैस आदर्श गैस होती तो सभी दबावों के लिए द × आ का मान एक ही होता पर वस्तुतः ऐसा नहीं होता। दबाव की वृद्धि से बायल के नियम के अनुसार जितना सङ्कोचन होना चाहिए उसकी अपेक्षा सङ्कोचन पहले अधिक होता है पर उच्च तापक्रम पर अपेक्षाकृत सङ्कोचन कम होता है।

प्रायः ८० वायुमण्डलीय दबाव पर द × श्रा का मान सबसे कम होता है। उपर्युक्त समीकरण में दोनों संशोधन प्रतिकूल दिशाओं में हैं। एक से द × श्रा का मान घटता और दूसरे से बढ़ता है। निम्न तापक्रम पर एक का प्रभाव अधिक होता है और उच्च तापक्रम पर दूसरे का प्रभाव अधिक होता है। एथीलिन में २०° श पर प्रायः ८० वायुमण्डलीय दबाव पर दोनों संशोधनों के मान प्रायः बराबर हो जाते हैं। इस कारण दबाव की कुछ क्षुद्र सीमा में ही बायल का नियम ठीक घटता है और इसी सीमा में द × श्रा का मान स्थायी होता है।

हाइड्रोजन और हीलियम के सिवा अन्य सब गैसों में बायल के नियम में विचलन होता है। दबाव और आयतन के गुणनफल का मान पहले घटता और फिर दबाव की वृद्धि से बढ़ता है। उच्च तापक्रम पर भी इसी

चित्र २

इस चित्र में १ हाइड्रोजन का, २ ऐथीलिन का और ३ कार्बन डायक्साइड का वक्र है

प्रकार का विचलन होता है पर वह इतना स्पष्ट नहीं होता। इसका कारण यह है कि 'क' और 'ख' तापक्रम के स्वतंत्र होते हैं पर अन्य मान ताप-क्रम की वृद्धि से बढ़ते हैं। हीलियम और हाइड्रोजन में पहले कमी नहीं होती क्योंकि इन गैसों में 'क' का मान बहुत अल्प होता है और जो कुछ होता है वह भी 'ख' से प्रति-तुलित हो जाता है। चित्र २ में हाइड्रोजन, एथीलिन और कार्बन डायक्साइड के आयतन और दबाव के वक्र दिये हुए हैं। उनसे बायल के नियम से विचलन का ज्ञान हो जाता है। भुज दबाव को सूचित करता और कोटि द × आ मान को सूचित करता है। इस चित्र में आदर्श गैस चैतिज सीधे वक्र से प्रदर्शित होगा। हाइड्रोजन का वक्र भी चैतिज सीधा नहीं है।

गैसीय व्यापन। दो विभिन्न गैसों को एक साथ रखने से उनके कणों की सीधी रेखाओं में तीव्र गति के कारण वे एक दूसरे से सम्मिलित होना आरम्भ करते हैं। इस प्रकार गैसों के परस्पर मिश्रित होने की विधि को गैसों का व्यापन कहते हैं। दो गैसों का घनत्व कितना ही विभिन्न क्यों न हो पर एक साथ रखने से वे पूर्ण रूप से मिल जाते हैं। यह अवश्य है कि घनत्व की विभिन्नता से उनके परस्पर मिलने के वेग में अन्तर होता है। गैसों के कणों की दृष्टि से जितना शीघ्र उन्हें मिश्रित होना चाहिए उतना शीघ्र वे मिश्रित नहीं होते। इसका कारण यह है कि साधारण दबाव पर गैस के कण इतने सन्निकट रहते हैं कि उन्हें एक दूसरे के साथ बड़ी शीघ्रता से टक-राना पड़ता है। ये टक्करें इतनी अधिक संख्या में होती हैं कि उन्हें एक स्थान से दूसरे स्थान पर जाने में अपेक्षाकृत अधिक समय लग जाता है।

गैसों का वाष्पीभवन और द्रवीभवन। गैसों के गत्यात्मक सिद्धान्त से वाष्पीभवन और द्रवीभवन की भी व्याख्या हो सकती है। गैसों के कणों की भाँति द्रवों के कण भी कुछ सीमा तक स्वतन्त्र होते हैं, यद्यपि इनकी स्वतन्त्रता गैसों के कणों की स्वतन्त्रता के बराबर नहीं होती। गैसों के अणु अधिक स्वतन्त्र होने के कारण जिस पात्र में रखे जाते हैं उसके

सब स्थान को ग्रहण कर लेते हैं पर द्रवों के अणु कुछ स्वतन्त्र होने पर भी गुरुत्वाकर्षण के कारण पात्र में या पात्र के आकार में रहते हैं। द्रवों की स्वतन्त्रता इतनी अवश्य होती है कि टक्करों के बीच उनके कण स्वतन्त्रता से भ्रमण कर सकें। द्रव अणुओं के परस्पर आकर्षित होने पर भी उनमें कुछ के ऊपरी तल पर इतनी गति होती है कि वे अपने को दूसरे के प्रभाव से मुक्त करके द्रव को छोड़कर गैस के अणु के रूप में आ जाते हैं। यदि ये अणु बिना किसी रुकावट के बाहर जा सकते हैं तो वे चले जाते हैं और उनके स्थान को दूसरे अणु ग्रहण कर लेते हैं। इस प्रकार द्रवों से गैसों के अणु निकलते रहते हैं और वाष्पीभवन होता रहता है। यह वाष्पीभवन तब तक होता रहता है जब तक द्रव अवशिष्ट है। इसके प्रतिकूल यदि किसी बन्द स्थान में द्रव स्थित है तो उस स्थान से बाहर जाने में गैस के अणु असमर्थ होते हैं और फिर उनमें से कुछ द्रव की दिशा में ही लौट आते हैं। इससे वे फिर द्रव के तल से टकराते और द्रव के कणों के द्वारा पकड़ लिये जाते हैं। इस प्रकार बन्द स्थान में द्रव से गैस के अणु निकलते और फिर उससे पकड़ लिये जाकर द्रव में परिवर्तित हो जाते हैं।

यदि किसी निश्चित समय में इतने अणु द्रव से निकलें जितने उसमें प्रवेश करें तो द्रव और गैसों में साम्य स्थापित हो जाता है और तब उनकी आपेक्षिक मात्रा में कोई भेद नहीं होता। इस स्थिति में वाष्पीभवन और द्रवीभवन में साम्य स्थापित हो जाता है। द्रवों से अणुओं के निकलने की संख्या तापक्रम पर निर्भर करती है क्योंकि वे ही अणु द्रव के प्रभाव से मुक्त होने में समर्थ होते हैं जिनकी गति का वेग एक नियत सीमा तक पहुँच जाता है। गैसों की भाँति द्रवों के कणों का भी वेग तापक्रम की वृद्धि से बढ़ता है। इससे तापक्रम की वृद्धि से वाष्पीभवन अधिक शीघ्रता से होता है। गैस अणुओं का द्रव में परिणत होना किसी निश्चित समय में जितने अणु उसके तल से टकराते हैं उनकी संख्या और गति पर आश्रित है। अणुओं की संख्या और उनकी गति से गैसों का दबाव होता है। अतः गैसों का द्रवीभवन दबाव पर आश्रित है।

तापक्रम द्रवों से अणुओं के निकलने की संख्या को निर्धारित करता है और दबाव द्रवों में अणुओं के शोषित होने की संख्या को निर्धारित करता है। अतः साम्य की प्रत्येक अवस्था के लिए, जब ये दोनों संख्याएँ बराबर-बराबर होती हैं, एक निश्चित तापक्रम के अनुकूल द्रव के संसर्ग में वाष्प का गैसीय दबाव होता है। इसे 'द्रव का वाष्प-दबाव' कहते हैं। प्रत्येक द्रव का प्रत्येक तापक्रम पर एक विशिष्ट वाष्प-दबाव होता है। यह वाष्प-दबाव तापक्रम की वृद्धि से बढ़ता और कमी से कम होता है।

जूल-टॉमसन का प्रभाव। दबाव में रखी गैस जब शून्य में फैलती है तब उसे कोई यान्त्रिक कार्य्य नहीं करना पड़ता पर इसे अन्तर-अणुक आकर्षण के जीतने में शक्ति का व्यय करना पड़ता है। यह शक्ति गैस से ही प्राप्त होती है, अर्थात् गैस का तापक्रम घट जाता है। हाइड्रोजन को छोड़कर अन्य सब गैसों में दबाने और अकस्मात् दबाव के हटा लेने के कारण प्रसार होने से यह घटना प्रदर्शित होती है। तापक्रम के कम होने की मात्रा बहुत अल्प होती है पर उपयुक्त यन्त्र से यह मात्रा इतनी बढ़ाई जा सकती है कि बिना किसी शीतल करने के बाह्य साधनों से गैसें द्रवीभूत हो सकती हैं। लिंडे मशीन में द्रववायु प्राप्त करने का सिद्धान्त इसी पर आश्रित है। इस प्रकार स्वतः केवल दबाव से ठण्डे होने के परिणाम को जूल-टॉमसन का प्रभाव कहते हैं। हाइड्रोजन के पर्याप्त शीतल होने पर इस पर जूल-टॉमसन का प्रभाव पड़ता है।

प्रश्न

१—गैसों का गत्यात्मक सिद्धान्त क्या है? इससे तुम कैसे बायल, चार्ल्स और आवोगाड्रो के नियम को प्रमाणित करोगे?

२—वानडेरवाल का समीकरण क्या है? वास्तविक गैसों के व्यवहार की, गैसों के नियमों के प्रति, वह किस प्रकार व्याख्या करता है?

३—जूल-टॉमसन का प्रभाव क्या है? इसके व्यावहारिक उपयोग क्या हैं?

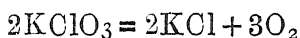
परिच्छेद ४

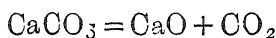
विघटन

विघटन । विघटन हो सकता है गैसीय या विद्युत्-वैच्छेद्य ।

गैसीय विघटन । रासायनिक विच्छेदन के एक विशेष वर्ग को विघटन कहते हैं । कुछ परिस्थितियों के प्रभाव से अनेक पदार्थ गैसीय क्रिया-फलों में विच्छेदित हो जाते हैं पर उन परिस्थितियों के प्रभाव के हट जाने से वे परस्पर संयुक्त हो फिर पूर्व-पदार्थ में परिणत हो जाते हैं । इस प्रकार के विच्छेदन को गैसीय विघटन कहते हैं ।

पोटासियम क्लोरेट के गरम करने से यह पोटासियम क्लोराइड और आक्सिजन में विच्छेदित हो जाता है ।

$$2KClO_3 = 2KCl + 3O_2$$

इसी प्रकार कालसियम कार्बनेट के गरम करने से यह कालसियम आक्साइड और कार्बन डायक्साइड में विच्छेदित हो जाता है ।

$$CaCO_3 = CaO + CO_2$$

पहले उदाहरण में आक्सिजन के साथ मिलकर पोटासियम क्लोराइड फिर पोटासियम क्लोरेट में परिणत नहीं होता पर दूसरे उदाहरण में कार्बन डायक्साइड के साथ मिलकर कालसियम आक्साइड कालसियम कार्बनेट में परिणत हो जाता है । अतः पोटासियम क्लोरेट का विच्छेदन विघटन नहीं है पर कालसियम कार्बनेट का विच्छेदन विघटन का उदाहरण है ।

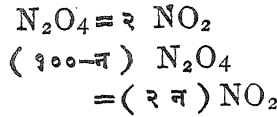
नाइट्रोजन पेराक्साइड का विघटन । नाइट्रोजन पेराक्साइड का सूत्र यदि N_2O_4 ठीक हो तो इसका वाष्पघनत्व प्रायः ४६ होना चाहिए पर

यदि इसका सूत्र NO_2 ठीक हो तो इसका वाष्पघनत्व प्रायः २३ होना चाहिए। इसके वाष्पघनत्व का निर्धारण बड़ी यथार्थता से हुआ है। भिन्न-भिन्न तापक्रम पर इसके वाष्पघनत्व के निम्न मान प्राप्त हुए हैं।

इसके क्वथनाङ्क	२६·७°	श पर	घनत्व	= ३८·३०
	३५·४°	,,	,,	= ३६·५६
	३९·८°	,,	,,	= ३५·२५
	६०·२°	,,	,,	= ३०·१६
	७०·०°	,,	,,	= २७·८४
	८०·६°	,,	,,	= २६·०१
	९०·१°	,,	,,	= २४·८५
	१००·१°	,,	,,	= २४·२७
	११३.३°	,,	,,	= २३·७०
	१२१·५°	,,	,,	= २३·४१
	१३५·०°	,,	,,	= २३.१२
	१४०·०°	,,	,,	= २२·९८

उपर्युक्त अङ्कों से स्पष्टतया विदित होता है कि प्रायः १४०° श पर N_2O_4 पूर्णतया NO_2 में विघटित हो जाता है। इससे निम्न तापक्रम पर N_2O_4 और NO_2 दोनों के अणु विद्यमान रहते हैं। द्रव के क्वथनाङ्क २६·७° श पर भी केवल N_2O_4 के ही अणु नहीं रहते पर NO_2 के अणु भी विद्यमान रहते हैं क्योंकि इस तापक्रम पर भी गैस का घनत्व N_2O_4 सूत्र के अनुकूल नहीं है।

किस तापक्रम पर कितना विघटन होता है यह मिश्रण के वाष्पघनत्व से सरलता से निकाला जा सकता है। मान लो कि आरम्भ में N_2O_4 के १०० अणु हैं और किसी निश्चित तापक्रम ६०·२° श पर इसके न अणु विघटित हो जाते हैं तो N_2O_4 के अविघटित अणु १००–न रह जायँगे और NO_2 के अणु २न रहेंगे।

$$N_2O_4 = २ \ NO_2$$
$$(१००-न) \ N_2O_4 = (२ न) \ NO_2$$

अब N_2O_4 के १०० अणु के स्थान में १००–न अणु ही रह जाते हैं। अतः प्रारम्भिक घनत्व उत्क्रमाणुपात में घट जायगा अर्थात्

$$\frac{१००}{१००-न} = \frac{३०.१६}{४६}$$

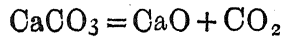
$$\text{या } न = ५०$$

या ६०.२° श पर N_2O_4 के ५० अणु और NO_2 के १०० अणु विद्यमान हैं।

बायल के नियम से ज्ञात होता है कि पात्र की दीवारों पर गैस का दबाव गैस के आयतन के अनुपात में होता है। इस कारण भिन्न-भिन्न तापक्रमों पर गैसों के आयतन निर्धारित करने के स्थान में उनका दबाव मापा जा सकता है और उससे उनके आयतन का ज्ञान हो सकता है। यह विधि प्रधानतः उच्च तापक्रम पर आयतन के निर्धारण में प्रयुक्त होती है।

ऊपर कहा गया है कि तापक्रम की वृद्धि से जो परिवर्तन होता है वही परिवर्तन प्रतिकूल दिशा में तापक्रम के निपात से होता है। १४०° श पर NO_2 के यदि २०० अणु विद्यमान हों तो ६०° श पर N_2O_4 के ५० अणु और NO_2 के १०० अणु रहते हैं।

कालसियम कार्बनेट का विघटन। कालसियम कार्बनेट जब तप्त किया जाता है तब यह घन कालसियम आक्साइड और गैसीय कार्बन डायक्साइड में परिणत हो जाता है।

$$CaCO_3 = CaO + CO_2$$

कालसियम आक्साइड का विघटन दबाव अत्यल्प है। वह शून्य माना जा सकता है। अब कालसियम कार्बनेट की विघटन-मात्रा इसे बन्द पात्र

में गरम करने से जो दबाव प्राप्त होता है उससे निकाली जा सकती है। विभिन्न तापक्रमों पर शटेलिये ने दबाव के निम्नलिखित मान प्राप्त किये हैं—

५४७°	श	= २७	मम॰	पारद का
६१०°	”	= ४६	”	”
६२५°	”	= ५६	”	”
७४०°	”	= २५५	”	”
७४५°	”	= २८६	”	”
८१०°	”	= ६७८	”	”
८१२°	”	= ७६३	”	”
८६५°	”	= १३३३	”	”

प्रत्येक तापक्रम पर जो दबाव प्राप्त होता है उस दबाव को उस तापक्रम का विघटन दबाव कहते हैं। ८१०° श पर कालसियम कार्बनेट का विघटन दबाव ६७८ है। तापक्रम के निपात से कालसियम आक्साइड और कार्बन डायक्साइड फिर संयुक्त हो कालसियम कार्बनेट में परिणत हो जाते हैं और उनका विघटन दबाव न्यून हो जाता है। अतः यदि कालसियम कार्बनेट को ऐसी दशा में गरम करें कि उसका क्रिया-फल बाहर न निकल सके तो यह गैसीय विघटन का अच्छा उदाहरण होता है पर यदि कार्बन डायक्साइड बाहर निकलता रहे तो यहाँ केवल कालसियम आक्साइड रह जाता है और तब इसमें केवल रासायनिक विच्छेदन होता है न कि गैसीय विघटन।

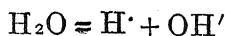
फ़ास्फ़रस पेंटा-क्लोराइड। फ़ास्फ़रस पेंटा-क्लोराइड को किसी बन्द पात्र में गरम करने से यह वाष्प में परिणत हो जाता है। फ़ास्फ़रस पेंटा-क्लोराइड का वाष्प वर्ण-रहित होता है। पर इसका रङ्ग धीरे-धीरे कुछ हरा होना शुरू होता है। इसका कारण यह होता है कि फ़ास्फ़रस पेंटा-क्लोराइड गैस के विघटन से इसमें मुक्त क्लोरीन उपस्थित रहता है। ठण्डा होने पर यह क्लोरीन फिर फ़ास्फ़रस ट्राइ-क्लोराइड से संयुक्त हो फ़ास्फ़रस पेंटा-क्लोराइड बनता है।

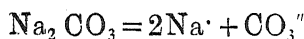
$$PCl_5 = PCl_3 + Cl_2$$

फ़ास्फ़रस पेंटा-क्लोराइड का वाष्प घनत्व PCl_5 सूत्र के अनुसार १०४ होना चाहिए पर वास्तव में यह केवल ५२.६ पाया जाता है। यदि इस PCl_5 को क्लोरीन वा फ़ास्फ़रस ट्राइ-क्लोराइड की उपस्थिति में गरम करें तो PCl_5 का विघटन कम होता है। इन दोनों में से किसी एक की पर्याप्त मात्रा की उपस्थिति में PCl_5 का विघटन प्रायः शून्य हो जाता है। इस दशा में PCl_5 का वाष्पघनत्व १०४ प्राप्त होता है।

विद्युत्-वैच्छेद्य विघटन। आयोनिक सिद्धान्त। विद्युत्-वैच्छेद्य विघटन वा आयोनिक सिद्धान्त का वर्णन पहले भाग में हो चुका है। उसमें बताया गया है कि जब अम्ल वा लवण जल में घुलते हैं तो वे आयनों में विघटित हो जाते हैं। हाइड्रोक्लोरिक अम्ल H और Cl आयनों में तथा नाइट्रिक अम्ल H और NO_3 आयनों में विघटित हो जाते हैं। इसी प्रकार सोडियम हाइड्राक्साइड Na और OH आयनों में तथा पोटासियम हाइड्राक्साइड K और OH आयनों में, विघटित हो जाते है। सोडियम क्लोराइड Na और Cl आयनों में, पोटासियम नाइट्रेट K और NO_3 आयनों में तथा अमोनियम सल्फ़ेट NH_4 और SO_4 आयनों में विघटित हो जाते हैं।

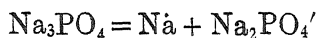
प्रबल अम्ल वा क्षार अधिक मात्रा में और दुर्बल अम्ल वा क्षार न्यून मात्रा में आयनों में विघटित होते हैं। प्रायः सभी लवण स्वच्छन्दता से विघटित होते हैं। अमोनियम हाइड्राक्साइड दुर्बल क्षार है और विलयन में बहुत अधिक विघटित नहीं होता पर इसके लवण अमोनियम सल्फ़ेट या अमोनियम क्लोराइड जलीय विलयन में प्रायः पूर्णतया विघटित हो जाते हैं। ऐसिटिक अम्ल अपेक्षाकृत दुर्बल अम्ल है और जलीय विलयन में बहुत अधिक विघटित नहीं होता पर इसका लवण सोडियम ऐसिटेट पर्याप्त मात्रा में विघटित होता है। जल स्वयं बहुत ही अल्प मात्रा में विघटित होता है पर कुछ होता है अवश्य।

$$H_2O \rightleftharpoons H^{\cdot} + OH'$$

सोडियम कार्बनेट का जलीय विलयन प्रबल क्षारीय होता है। इसका कारण यह है कि यह विलयन में $Na^{\cdot}$ and CO_3'' में विघटित हो जाता है।

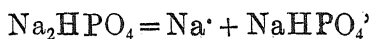
$$Na_2CO_3 = 2Na^{\cdot} + CO_3''$$

जल में कुछ $H^{\cdot}$ और OH' विद्यमान रहते हैं। इससे $H^{\cdot}$ और CO_3'' मिलकर अविघटित H_2CO_3 बन जाते हैं क्योंकि H_2CO_3 दुर्बल अम्ल होने के कारण बहुत अल्प मात्रा में विघटित होता है। $H^{\cdot}$ के इस प्रकार निकल जाने से विलयन में OH' की मात्रा बढ़ जाती है जिससे विलयन क्षारीय हो जाता है।

सोडियम बोरेट भी विलयन में क्षारीय होता है। इसका कारण भी वही है जो सोडियम कार्बनेट के क्षारीय होने का कारण है। सोडियम बोरेट विलयन में सोडियम और बोरेट आयनों में विघटित हो जाता है। $H^{\cdot}$ और OH' के कारण बोरेट आयन $H^{\cdot}$ के साथ मिलकर अविघटित बोरिक अम्ल बन जाता और इस प्रकार विलयन में OH' के आधिक्य से विलयन क्षारीय होता है।

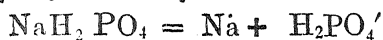
सोडियम के तीन फ़ास्फ़ेट होते हैं। उनमें एक फ़ास्फ़ेट Na_3PO_4 विलयन में प्रबल क्षारीय होता है। दूसरा फ़ास्फ़ेट Na_2HPO_4 भी क्षारीय होता है पर तीसरा फ़ास्फ़ेट NaH_2PO_4 स्पष्टतया आम्लिक होता है। इसका कारण यह है कि Na_3PO_4 विलयन में इस प्रकार विघटित होता है।

$$Na_3PO_4 = Na^{\cdot} + Na_2PO_4'$$

Na_2PO_4 वस्तुतः बहुत दुर्बल अम्ल है, अतः जल के $H^{\cdot}$ के साथ यह अविघटित Na_2HPO_4 बन जाता है और तब विलयन में OH' का आधिक्य रह जाता है। इससे इसका विलयन क्षारीय होता है।

इसी प्रकार दूसरा फ़ास्फ़ेट Na_2HPO_4 निम्न-लिखित रीति से विघटित हो जाता है।

$$Na_2HPO_4 = Na^{\cdot} + NaHPO_4'$$

यहाँ भी $NaHPO_4$ दुर्बल अम्ल है और $H^{\cdot}$ के साथ अविघटित NaH_2PO_4 बनता है।

NaH_2PO_4 विलयन में इस प्रकार विघटित होता है।

$$NaH_2PO_4 = Na^{\cdot} + H_2PO_4'$$

H_2PO_4', $H^{\cdot}$ के साथ मिलकर H_3PO_4 बनता है। यह H_3PO_4 प्रबल अम्ल है और विलयन में पर्याप्त विघटित होता है। अतः विलयन में $H^{\cdot}$ का आधिक्य रहता है जिससे यह आम्लिक होता है।

दुर्बल क्षार और प्रबल अम्लों के लवण आम्लिक होते हैं क्योंकि ये लवण आयनों में विघटित होते हैं। क्षारीय आयन OH' के साथ मिलकर अविघटित क्षार बनते हैं और इस प्रकार विलयन में $H^{\cdot}$ का आधिक्य रहता है और इससे विलयन आम्लिक होता है।

ऊपर कहा गया है कि अम्लों की अम्लता की डिगरी उनके आयनों में विघटित होने पर निर्भर करती है। जो अम्ल अधिक विघटित होते हैं वे अधिक प्रबल और जो अम्ल कम विघटित होते वे कम प्रबल या दुर्बल होते हैं। अतः विभिन्न अम्लों के एक ही समाहरण के विलयन को तैयार कर उनकी वैद्युत् चालकता से इन अम्लों की आपेक्षिक अम्लता का बहुत कुछ पता लग सकता है क्योंकि अम्लों की वैद्युत् चालकता वस्तुतः आयनों की संख्या पर निर्भर करती है। इस वैद्युत् चालकता से पता लगता है कि विभिन्न अम्लों की आपेक्षिक प्रबलता निम्न-लिखित है—

हाइड्रोक्लोरिक अम्ल	१००
नाइट्रिक अम्ल	९९·६
गन्धकाम्ल	६५·१
आक्ज़लिक अम्ल	१९·७
अर्थो-फ़ास्फ़रिक अम्ल	७·३
टार्टरिक अम्ल	२·३
ऐसिटिक अम्ल	०·४

इसी विधि से क्षारों की प्रबलता भी निकाली जा सकती है।

एक दूसरी विधि से भी अम्लों की प्रबलता निकाली गई है। इक्षुशर्करा अम्लों की सहायता से फलशर्करा और द्राक्षशर्करा में परिणत हो जाती है। भिन्न-भिन्न अम्लों से इस परिवर्तन का वेग किसी स्थिर तापक्रम पर शर्करा-मापक के द्वारा सरलता से ज्ञात किया जा सकता है। २५°श तापक्रम पर २५ प्रतिशत शर्करा के विलयन में विभिन्न अम्लों के नार्मल विलयन के डालने से जो परिवर्तन होता है उससे अम्लों की आपेक्षिक प्रबलता मालूम होती है। इससे जो फल प्राप्त होता है वह वैद्युत् चालकता से प्राप्त फलों से भिन्न नहीं है।

प्रश्न

१—विघटन का क्या आशय है? यह कितने प्रकार का होता है? उदाहरण के साथ समझाओ।

२—नाइट्रोजन टेट्राक्साइड के गरम करने से इसके वाष्प के घनत्व में क्यों परिवर्तन होता है? क्या इस परिवर्तन की कोई सीमा है?

३—फ़ास्फ़रस पेंटा-क्लोराइड के वाष्प का घनत्व PCl_5 सूत्र के अनुकूल नहीं होता। इसकी तुम क्या व्याख्या करते हो?

४—सोडियम कार्बनेट और सोडियम बोरेट के विलयन क्यों क्षारीय होते हैं?

५—अम्लों की आपेक्षिक प्रबलता जानने की एक विधि उनकी वैद्युत् चालकता का माप है। इसकी तुम क्या व्याख्या करते हो?

परिच्छेद ५

कला का नियम

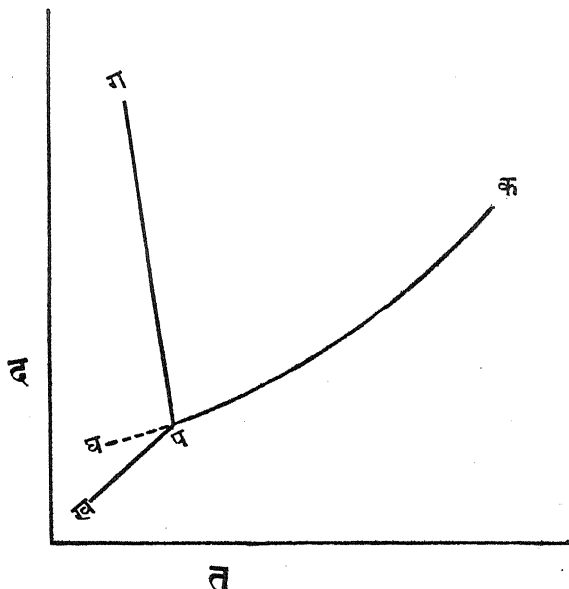
वस्तुएँ एक से अधिक रूप में स्थित रह सकती हैं। जल घन बर्फ़, द्रवजल और जलवाष्प के रूप में स्थित रह सकता है। गन्धक वाष्पद्रव और दो विभिन्न घन के रूप में—एक सूच्याकार और दूसरा समचतुर्भुजीय गन्धक के रूप में—स्थित रह सकता है। पाराऐज़ौक्सी-ऐनिसोल नामक द्रव केवल गैसीय और घन अवस्था में ही स्थित नहीं रह सकता वरन् यह दो प्रकार के द्रव, एक मणिभीय और दूसरा अमणिभीय रूप, में स्थित रह सकता है। वस्तुओं के ये सब रूपान्तर यदि एक साथ स्थित रहें तो एक दूसरे से भौतिक विधियों से पृथक् किये जा सकते हैं। इस सम्बन्ध में इन रूपान्तरों को 'कला' कहते हैं। एक ही पदार्थ भिन्न-भिन्न अनेक कलाओं में स्थित रह सकता है। पर ये कलाएँ एक ही साथ स्थायी साम्य में स्थित नहीं रह सकतीं। कुछ विशिष्ट दशाओं में ही ये कलाएँ साम्य में स्थित रह सकती हैं। इन दशाओं को कला के नियम के अन्तर्गत अध्ययन करते हैं।

जब कोई वाष्पशील द्रव किसी बन्द पात्र में रखा जाता है तो कुछ समय में वह पात्र उस द्रव के वाष्प से भर जाता है। किसी विशिष्ट तापक्रम पर उस द्रव का वाष्प-दबाव महत्तम होता है। किसी विशिष्ट तापक्रम पर जल को किसी बन्द पात्र में रखें तो जल से वाष्प निकलकर शून्य स्थान को भर देगा। जल से वाष्प का निकलना तब तक होता रहेगा जब तक उस तापक्रम पर जल के वाष्प का महत्तम दबाव न हो जाय। महत्तम दबाव की ऐसी दशा में जल से वाष्प का निकलना और वाष्प का जल में द्रवीभूत होना एक ही वेग से होता है। अतः यहाँ द्रव और वाष्प कलाओं के बीच स्थायी साम्य स्थापित हो जाता है। इस दशा में वाष्प संतृप्त है, ऐसा कहते हैं।

यदि जल को किसी ऐसे पात्र में बन्द रखें जिसमें पिस्टन के द्वारा उसके वाष्प का आयतन परिवर्तित किया जा सके तो पिस्टन के दबाने से वाष्प का दबाव बढ़ता नहीं वरन् वाष्प द्रवीभूत हो जल में परिणत हो जाता है। पिस्टन के उठाने से वाष्प का दबाव न्यून नहीं होता वरन् अधिक जल वाष्पीभूत हो उस स्थान को भर देता है जिससे दबाव में कोई परिवर्तन नहीं होता। वह ज्यों का त्यों पहले के बराबर ही रहता है।

अधिकांश घनों का वाष्प-दबाव अत्यल्प होता है पर कपूर और आयोडीन के सदृश कुछ घनों का वाष्प-दबाव द्रवों के वाष्प-दबाव के प्रायः बराबर ही होता है। कपूर के एक टुकड़े को वायु में रखने से वह धीरे-धीरे वाष्पीभूत हो लुप्त हो जाता है। इसी प्रकार आयोडीन का टुकड़ा भी धीरे-धीरे वाष्पीभूत हो लुप्त हो जाता है। यदि इन्हें गरम करें तो ये बिना पिघले ही वाष्पीभूत हो जाते हैं। इनके वाष्पों के घनीभूत करने से ये बिना द्रव अवस्था में परिणत हुए ही घन अवस्था में परिणत हो जाते हैं। इस प्रकार घन से सीधे वाष्प में वाष्पीभूत होने की क्रिया को 'उद्धनन' कहते हैं। उद्धनन उन्हीं घनों के साथ होता है जिनके द्रवणाङ्क और क्वथनाङ्क अति सन्निकट होते हैं। दबाव की न्यूनता से अनेक घन उद्धनित हो सकते हैं। इसके विपरीत दबाव की वृद्धि से अनेक घन, जो साधारण तापक्रम पर उद्धनित होते हैं, पिघलाये जा सकते हैं।

जल तीन कलाओं में—बर्फ़, जल और वाष्प में—स्थित रह सकता है। इन कलाओं के बीच साम्य स्थापित करने में तापक्रम और दबाव का योग होता है। एक वायुमण्डल के दबाव पर 0°श पर जल और बर्फ़ में साम्य होता है और १००° श पर जल और जल-वाष्प में साम्य होता है। किसी विशिष्ट दबाव के लिए दो कलाओं के साम्य का एक निश्चित तापक्रम होता है और इस निश्चित तापक्रम का एक नियत साम्य दबाव होता है। हम लोग जल और जलवाष्प इन दोनों कलाओं पर विचार करें। जैसे ऊपर कहा गया है कि प्रत्येक तापक्रम के लिए वाष्प का एक विशिष्ट दबाव होता है और इस दबाव पर जल और जलवाष्प साम्य में स्थित होते हैं। तापक्रम और

दबाव की रेखाओं के खींचने से इन दोनों कलाओं का साम्य अधिक सुविधा से अध्ययन किया जा सकता है। चित्र में क प रेखा जल के वाष्प-दबाव के वक्र की है। इस रेखा का प्रत्येक बिन्दु ऊर्ध्वाधार अक्ष पर किसी विशिष्ट

चित्र ३

दबाव को और क्षैतिज अक्ष पर किसी विशिष्ट तापक्रम को सूचित करता है। जल के सदृश बर्फ़ का भी वाष्प-दबाव होता है। चित्र की प ख रेखा बर्फ़ और जलवाष्प के दबाव और तापक्रम को सूचित करती है। जल और बर्फ़ के वाष्प-दबाव की रेखाएँ एक नहीं हैं, वरन् वे दो रेखाएँ हैं जो प बिन्दु पर मिलती हैं। इन दोनों रेखाओं का एक बिन्दु पर मिलने का तात्पर्य यही है कि जिस बिन्दु पर ये दोनों रेखाएँ मिलती हैं वह ऐसा तापक्रम है जहाँ बर्फ़ और जल का वाष्प-दबाव एक ही होता है।

हिमाङ्क पर जल बर्फ़ के साथ साम्य में स्थित होता है। इस तापक्रम पर बर्फ़ और जल दोनों साथ-साथ स्थित रहते हैं। यदि पार्श्ववर्ती वायु-मण्डल का तापक्रम 0° श ही हो तो बर्फ़ और जल की आपेक्षिक मात्रा में कोई भेद नहीं होता। यदि एक वायुमण्डल के दबाव के स्थान में उनके वाष्प के दबाव में ही जल और बर्फ़ साम्य में स्थित हों तो तापक्रम 0° श नहीं होगा वरन् इससे कुछ ऊँचा होगा, और कोई परिवर्तन इसमें नहीं होगा। प ग रेखा दबाव की वृद्धि से बर्फ़ के द्रवणाङ्क में जो परिवर्तन होता है उसे सूचित करती है। इस प ग रेखा के किसी बिन्दु पर बर्फ़ और जल साम्य में स्थित होते हैं। प बिन्दु वस्तुतः उस तापक्रम और दबाव को सूचित करता है जिस पर बर्फ़, जल और जलवाष्प तीनों कलाएँ साम्य में स्थित रहती हैं। इस बिन्दु को 'त्रिक बिन्दु' कहते हैं।

जिन यौगिकों की केवल तीन कलाएँ होती हैं उनका केवल एक त्रिक बिन्दु होता है। जल का त्रिक बिन्दु वस्तुतः बर्फ़ का द्रवणाङ्क नहीं होता क्योंकि द्रवणाङ्क वह तापक्रम है जिस पर एक वायुमण्डल के दबाव में जल और बर्फ़ साम्य में स्थित रहते हैं पर त्रिक बिन्दु वह तापक्रम है जिस पर बर्फ़ और जल, बर्फ़ के वाष्प-दबाव—४ मिलिमीटर के दबाव—पर साम्य में स्थित रहते हैं। त्रिक बिन्दु वस्तुतः हिमाङ्क से ०·००७° श नीचा होता है।

जल की तीन कलाओं में साम्य स्थापित करने के वस्तुतः तीन वक्र हैं जो त्रिक बिन्दु पर मिलते हैं।

(१) क प वक्र पर जल और जल-वाष्प साम्य में स्थित होते हैं।

(२) प ख वक्र पर बर्फ़ और जल-वाष्प साम्य में स्थित होते हैं।

(३) प ग वक्र पर जल और बर्फ़ साम्य में स्थित होते हैं।

इन तीन वक्रों से चित्र का सारा क्षेत्र तीन क्षेत्रों में विभक्त हो जाता है। क प ख क्षेत्र से वह तापक्रम और दबाव सूचित होता है जिस पर जल स्थायी रूप से जल-वाष्प में स्थित रह सकता है। क प ग वह क्षेत्र है जिसमें जल केवल द्रव अवस्था में ही रह सकता है। ख प ग वह क्षेत्र है जिसमें केवल बर्फ़ स्थित रह सकता है। क प रेखा द्रवक्षेत्र को वाष्पक्षेत्र से पृथक्

करती है पर यह पृथक्करण पूर्णतया नहीं होता। यह वक्र वस्तुतः वाष्प-दबाव का वक्र है और, जैसा ऊपर कहा जा चुका है, वाष्प-दबाव की एक सीमा होती है जिसके ऊपर द्रव का वाष्प-दबाव नहीं जा सकता। यह दबाव वस्तु का चरम दबाव है और यह चरम तापक्रम पर प्राप्त होता है। यही कारण है कि इस वक्र का अकस्मात् क बिन्दु पर अन्त हो जाता है। इस बिन्दु से वस्तुतः वस्तु का चरम तापक्रम और चरम दबाव सूचित होता है। क के परे द्रव और वाष्प में वस्तुतः कोई भेद नहीं रह जाता। ये दोनों कलाएँ इस बिन्दु के परे एक हो जाती हैं।

एक कला से दूसरी कला में आने पर एक ऐसा तापक्रम प्राप्त होता है जिस पर दोनों कलाएँ साम्य में स्थित होती हैं। इस तापक्रम को 'परिवर्त तापक्रम' कहते हैं।

विलार्ड गिब्स ने पहले-पहल कला के नियम का प्रतिपादन किया था। इस नियम से कला की संख्या, स्वातंत्र्य-संख्या और किसी विषमावयव रासायनिक क्रम के रासायनिक अवयव के बीच का सम्बन्ध प्रकट होता है।

स्वातंत्र्य-संख्या = अवयव-संख्या + २ – कला-संख्या

यहाँ रासायनिक अवयव एक विशेष अर्थ में प्रयुक्त होता है। अवयव तत्त्व हो सकता है या यौगिक। यदि यह यौगिक है तो क्रम की किसी कला में इसका विच्छेदन नहीं होना चाहिए। बर्फ़, जल और जलवाष्प क्रम का अवयव एक ही है।

यदि अवयव की संख्या से कला की संख्या दो अधिक है तो स्वातंत्र्य-संख्या शून्य होती है। ऐसे रासायनिक क्रम को अपरिणाम्य कहते हैं। परिवर्त तापक्रम पर तीन कलाएँ और एक अवयव हैं। अतः यहाँ स्वातंत्र्य-संख्या शून्य हुई। यहाँ दबाव या तापक्रम किसी के परिवर्तन से साम्य नष्ट हो जाता है। अतः यह क्रम अपरिणाम्य हुआ।

यदि हम क प रेखा को लें तो इस रेखा पर दो कलाएँ जल और जलवाष्प साम्य में स्थित हैं। अतः —

स्वातंत्र्य-संख्या = १ + २ – २ = १

यहाँ स्वातंत्र्य-संख्या १ है। यदि अवयव की संख्या से कला की संख्या एक अधिक होती है तो ऐसे क्रम को 'एक-परिणाम्य' कहते हैं। यहाँ तापक्रम या दबाव किसी एक के परिवर्तन से भी साम्य का नाश नहीं होता। इनमें किसी एक के परिवर्तन से भी कुछ सीमा तक इन दोनों में साम्य विद्यमान रहता है। क प ग क्षेत्र के किसी बिन्दु पर केवल एक ही कला जल है अतः यहाँ—

स्वातंत्र्य-संख्या = १ + २-१ = २ है। कुछ सीमा तक तापक्रम और दबाव दोनों का परिवर्तन हो सकता है। ऐसे क्रम को 'द्वि-परिणाम्य' कहते हैं। इसी प्रकार यदि स्वातंत्र्य-संख्या ३ है तो ऐसे क्रम को 'त्रि-परिणाम्य' कहते हैं।

अनेक अकार्बनिक लवण ऐसे हैं जो जल के साथ संयुक्त हो एक से अधिक जल के यौगिक बनते हैं। फ़ेरिक क्लोराइड उपयुक्त अवस्था में $Fe_2Cl_6 12H_2O$, $Fe_2Cl_6 7H_2O$, $Fe_2Cl_6 5H_2O$, $Fe_2Cl_6 4H_2O$ सूत्र के और तूतिया $CuSO_4\ 5H_2O$, $CuSO_4\ 3H_2O$, $CuSO_4 H_2O$ सूत्र के यौगिक बन सकते हैं। इनमें प्रत्येक यौगिक का किसी विशिष्ट तापक्रम पर एक विशिष्ट वाष्प-दबाव होता है। तूतिए के पेंटाहाइड्रेट का वाष्प-दबाव ५० मम होता है। यदि इसे फ़ास्फ़रस पेंटाक्साइड के ऊपर रखा जाय तो कुछ समय तक इसका दबाव ५० मम. रहता है। इसके बाद इसका दबाव एकाएक ३० मम. को गिर जाता है। यह वाष्प-दबाव ट्राइहाइड्रेट का होता है। कुछ समय तक यह दबाव रहता है। इसके बाद यह फिर ५ मम. को गिर जाता है। यह वाष्प-दबाव मोनो-हाइड्रेट का होता है।

साधारणतः कमरे में २५° श पर जलवाष्प का दबाव १५ मम. रहता है। सोडा के मणिभ $Na_2CO_3\ 10H_2O$ का वाष्प-दबाव अधिक होता है। अतः इस मणिभ को वायु में खुला रखने से जल के अंश नष्ट होकर यह निम्नांश हाइड्रेट में परिणत हो जाता है। इससे सोडा के मणिभ प्रस्फुटित होते हैं। इसके प्रतिकूल $CaCl_2\ 6H_2O$ के जलवाष्प का

दबाव वायु के जलवाष्प के दबाव से कम होता है। अतः इस पर वायु से जल निःक्षिप्त हो जाता है। यह तब तक होता रहता है जब तक कालसियम क्लोराइड के विलयन का वाष्प-दबाव वायु के जलवाष्प के दबाव के बराबर नहीं हो जाता। इसी कारण कालसियम क्लोराइड और इसी प्रकार के पदार्थ आर्द्रताग्राही होते हैं। यदि ये जलवाष्प का शोषण कर द्रव हो जाते हैं तो ऐसे पदार्थों को प्रस्वेद्य कहते हैं। कालसियम क्लोराइड प्रस्वेद्य है।

प्रश्न

१—'कला', 'स्वातंत्र्य-संख्या' और 'परावर्त तापक्रम' किसे कहते हैं?

२—कला का नियम क्या है? उदाहरण के साथ इसे समझाओ।

३—जल की कौन-कौन कलाएँ हैं? चित्र खींचकर जल का परावर्त तापक्रम बताओ।

४—कुछ यौगिक प्रस्वेद्य होते हैं और कुछ में प्रस्फुटन का गुण होता है। इन गुणों के होने का क्या कारण है?

परिच्छेद ६

अभिसारक दबाव

पदार्थों की तीन अवस्थाएँ घन, द्रव और गैसीय होती हैं। इनमें विलयन की किस अवस्था के साथ तुलना की जा सकती है, यह प्रश्न स्वभावतः उठता है। यदि कोई घन किसी द्रव में विलीन हो तो अवश्य ही उस घन के गुण नष्ट हो जाते हैं। उसके कण चञ्चल हो जाते हैं और कणों के नियमित रूप से व्यवस्थित रहने पर निर्भर सब गुण प्रायः लुप्त हो जाते हैं। घन द्विधावर्तनीय हो सकता है। इसमें ध्रुवण घूर्णत्व का गुण हो सकता है पर विलयन में ये सब गुण लुप्त हो जाते हैं। वास्तव में पदार्थों का विलयन बनना उनके द्रवित होने के समान ही मालूम पड़ता है क्योंकि घन पदार्थों के द्रवण से भी उपर्युक्त गुण प्रायः लुप्त हो जाते हैं। पदार्थों के घुलने और गैसीय अवस्था में परिणत होने के बीच भी बहुत समानता देखी जाती है। इसमें कोई सन्देह नहीं कि घुलने से पदार्थ द्रव अवस्था में रहते हैं पर केवल इससे यह सिद्धान्त नहीं निकाला जा सकता कि विलयन में पदार्थों की अवस्था द्रव पदार्थों की अवस्था के समान है। विलयन के गुणों का सावधानी के साथ अध्ययन करने से ही यह जाना जा सकता है कि उसमें पदार्थों की अवस्था द्रव या गैसों की अवस्था से कहाँ तक समानता रखती है।

गैसों का एक प्रधान गुण व्यापन की क्षमता है। यदि गैस के किसी एक भाग का दबाव अधिक और दूसरे भाग का कम हो तो अधिक दबाव-वाले भाग से कम दबाववाले भाग में गैस शीघ्रता से तब तक फैलती है जब तक सब भाग का दबाव एक सा नहीं हो जाता। दबाव की न्यूनाधिकता के अभाव में भी गैसें फैलती हैं। हाइड्रोजन हलकी गैस है और आक्सिजन अपेक्षाकृत भारी गैस है। हाइड्रोजन की बोतल को नीचा मुख करके और

आक्सिजन की बोतल को ऊपर मुख करके दोनों बोतलों के मुख को मिलाकर रख देने के गुरुत्वाकर्षण के विरुद्ध गैसें फैल जाती हैं और परस्पर मिलकर एक सी हो जाती हैं।

विलयन में भी व्यापन होता है। किसी बोतल के पेंदे में तूतिए का थोड़ा विलयन रखकर उस पर इस सावधानी से पानी डालें कि दोनों मिल न जायं। तब देखेंगे कि तूतिए का विलयन भारी होने पर भी बोतल में ऊपर उठकर कुछ समय में बोतल का सारा द्रव रंगीन हो जाता है। यहाँ भी व्यापन गुरुत्वाकर्षण के विरुद्ध होता है। इसमें कोई सन्देह नहीं कि विलयन का व्यापन गैसों के व्यापन की अपेक्षा बहुत धीरे-धीरे होता है पर होता है अवश्य, अन्तर केवल परिमाण का है।

जब हम विलायक और विलेय के कणों के विन्यास पर विचार करते हैं तब गैसीय अवस्था और तनु विलयन में बहुत समानता देखी जाती है। साधारण तापक्रम पर जल के एक आयतन में क्लोरीन का २·२ आयतन घुलता है। चूँकि यह क्लोरीन विलयन में समान भाव से फैला हुआ है अतः क्लोरीन के जल में क्लोरीन के कणों के बीच की दूरी क्लोरीन गैस में क्लोरीन के कणों के बीच की दूरी से बहुत विभिन्न नहीं है। यदि जल क्लोरीन गैस से केवल अर्ध संतृप्त हो तो ऐसे विलयन में क्लोरीन के कणों की दूरी क्लोरीन गैस में क्लोरीन के कणों की दूरी के प्रायः बराबर ही होती है।

'गैसों के गत्यात्मक सिद्धान्त' वाले प्रकरण में हम देख चुके हैं कि बहुत न्यून दबाव पर गैसों के कणों का एक दूसरे पर कोई विशेष प्रभाव नहीं पड़ता। विलायक और विलेय के पारस्परिक प्रभाव पर जब हम विचार करते हैं तब मालूम होता है कि विलायक का विलेय पर कुछ न कुछ प्रभाव अवश्य पड़ता है। पर किस कोटि तक प्रभाव पड़ता है यह विलयन के समाहरण पर निर्भर करता है।

उपर्युक्त कथन से यह निर्विवाद सिद्ध होता है कि विलयन और गैसीय अवस्था में बहुत समानता विद्यमान है। यह समानता अधिक स्पष्ट हो जाती है जब हम देखते हैं कि विलयन में भी गैसों के सामान्य नियम घटित

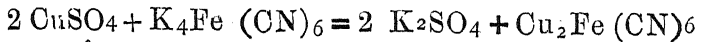
होते हैं। गैसों के नियम आयतन, दबाव और तापक्रम के सम्बन्ध को सम्बद्ध करते हैं। विलयन में तापक्रम अवश्य ही स्वयं विलयन का तापक्रम होगा। आयतन वह आयतन होगा जिसमें विलेय समान भाव से फैला हुआ है अर्थात् आयतन विलयन का आयतन होगा। विलयन का दबाव क्या होगा? गैसों की दशा में गैसों का दबाव पात्र की दीवारों पर का दबाव होता है पर विलयन में यह बात नहीं है, क्योंकि विलयन में पात्र की दीवारों पर का दबाव केवल विलेय का दबाव नहीं होता वरन् विलेय और विलायक दोनों के गुरुत्वाकर्षण का दबाव होता है। विलयन में हमें विलायक के दबाव की आवश्यकता नहीं है वरन् हमें केवल विलेय का दबाव चाहिए। क्या कोई ऐसी विधि है जिससे विलयन में केवल विलेय का दबाव मापा जा सके?

उपर्युक्त प्रश्न सरलता से हल हो सकता है यदि हमें कोई ऐसी विधि मालूम हो जाय जिससे गैसों के मिश्रण के अवयवों का अलग-अलग दबाव मापा जा सके। सैद्धान्तिक दृष्टिकोण से ऐसी एक विधि ज्ञात है। मान लें कि दो गैसें क और ख ऐसी हैं जिनमें ख गैस पृथक्करण-पट के द्वारा प्रवेश कर बाहर निकल सकती है पर क ऐसे पट के द्वारा प्रविष्ट नहीं हो सकती। यदि क को किसी ऐसे पात्र में रखें जिसके द्वारा वह निकल न सके और इस पात्र को किसी गैस के दबाव-मापक से जोड़ दें तो इसके दबाव का पता लग जायगा। मान लें कि इस गैस का दबाव अर्ध-वायुमण्डलीय दबाव है। इस गैस के पात्र को दूसरी गैस ख के पात्र में रखें और इस गैस को एक वायुमण्डलीय दबाव पर स्थित रखें। यदि क का पात्र ऐसा है कि ख उसके द्वारा प्रविष्ट हो सकता है तो कुछ समय में इस क पात्र के अन्दर और बाहर की ख गैस का दबाव बराबर हो जायगा। यदि क गैस की ख गैस पर कोई क्रिया नहीं होती या अन्य कोई प्रभाव नहीं पड़ता तो क गैस-वाले पात्र का दबाव १½ वायुमण्डल का हो जायगा। इस प्रकार यदि दो गैसों में केवल एक ही गैस किसी पृथक्करण-पट के द्वारा प्रविष्ट हो सकती है तो ऐसे पृथक्करण-पट के द्वारा प्रविष्ट होनेवाली गैस का दबाव ज्ञात हो

जाता है। वस्तुतः ऐसा पृथक्करण-पट प्राप्त करना कुछ कठिन होता है जिसके द्वारा एक गैस तो प्रविष्ट हो सके पर दूसरी गैस बिलकुल प्रवेश न कर सके। पलाडियम एक ऐसी धातु है जिसमें उच्च तापक्रम पर कुछ सीमा तक इस प्रकार का गुण होता है। २००° श पर पलाडियम ऐसा पृथक्करण-पट बनता है जिसके द्वारा हाइड्रोजन तो प्रविष्ट हो जाता है पर नाइट्रोजन या कार्बन-डायक्साइड के सदृश गैसें प्रविष्ट नहीं होतीं। पलाडियम के एक पात्र को किसी निश्चित दबाव पर नाइट्रोजन से भरकर हाइड्रोजन के वातावरण में किसी निश्चित दबाव पर गरम करें तो हाइड्रोजन उस पात्र में प्रविष्ट हो जाता पर नाइट्रोजन उससे नहीं निकलता। पलाडियम पात्र के बाहर और भीतर के दबाव के एक हो जाने पर पात्र के भीतर का दबाव नाइट्रोजन और हाइड्रोजन के दबाव का योग होगा। अतः पात्र के बाहर से भीतर के दबाव की अधिकता नाइट्रोजन के कारण होती है।

विलयन के लिए यदि कोई ऐसा अर्ध-प्रवेश्य पृथक्करण-पट प्राप्त हो सके जिसके द्वारा जल तो प्रविष्ट हो सके पर विलेय प्रवेश न कर सके तो विलेय के कारण जो दबाव होगा वह मापा जा सकता है। उससे यह भी जाना जा सकता है कि विलयन के समाहरण की विभिन्नता से इस दबाव में क्या भेद होगा।

वानस्पतिक कोषों की अभिसारक घटना के सम्बन्ध में अनुसन्धान करते हुए फेफ़र ने ऐसे अनेक पृथक्करण-पट तैयार किये जो जल के तो पूर्ण रूप से प्रवेश्य थे पर जल में विलीन पदार्थों के प्रवेश्य न थे। इस प्रकार के पृथक्करण-पट ट्रौबे द्वारा भी तैयार किये गये थे पर उन्होंने उसे ऐसा रूप नहीं दिया था जिससे यथार्थ मापन में उसका उपयोग हो सके। पोटासियम फ़ेरो-सायनाइड के विलयन में यदि कापर ऐसिटेट या कापर सल्फ़ेट का विलयन डाला जाय तो कापर फ़ेरो-सायनाइड का कपिल अवक्षेप प्राप्त होता है।

$$2\,CuSO_4 + K_4Fe\,(CN)_6 = 2\,K_2SO_4 + Cu_2Fe\,(CN)_6$$

यदि उपर्युक्त दोनों विलयन बड़ी सावधानी से मिलाये जायँ ताकि वे वहन द्वारा परस्पर मिल न सकें तो ऐसा सूक्ष्म पट प्राप्त होता है जिसके द्वारा

विलेय प्रवेश नहीं करता पर ऐसा पट बहुत कोमल होता है और अत्यल्प दबाव या यान्त्रिक क्षोभ से टूट जाता है। इस कठिनता को फेफ़र ने इस प्रकार दूर किया। उन्होंने इस पृथक्करण पट को महीन मिट्टी के बिना लुक फेरे हुए पात्रों के छिद्रों पर निःक्षिप्त किया। ऐसे पात्र के अन्दर एक विलयन रखा और बाहर दूसरा विलयन। दो दिशाओं से विलयन पात्र की दीवार में प्रविष्ट होते हुए दीवार के छिद्र के आभ्यन्तर भाग में मिले और वहाँ छिद्रों में अर्ध-प्रवेश्य पृथक्करण-पट निःक्षिप्त किया। यद्यपि यह पट भी बहुत कोमल होता है पर सुषिर पात्र के आधार के कारण उच्चतर दबाव का वहन कर सकता है। यदि ऐसे पट को उच्च दबाव के लिए प्रयुक्त करना आवश्यक हो तो उसे बड़ी सावधानी से तैयार करना होता है।

इस प्रकार से तैयार पृथक्करण-पट को किसी विलयन में रखने से जल तो उसके द्वारा प्रवेश कर जाता पर विलेय प्रविष्ट नहीं होता। इससे ऐसे पट के बाहर और भीतर के भाग के दबाव में अन्तर होता है। किसी विशिष्ट विलयन में यह दबाव जब महत्तम होता है तब इस दबाव को विलयन का **अभिसारक दबाव** कहते हैं। यह अभिसारक दबाव विलयन की प्रकृति पर निर्भर करता है। निम्न-लिखित पदार्थों के एक प्रतिशतक विलयन में निम्न-लिखित अभिसारक दबाव होता है—

इक्षुशर्करा	४७·१ सम.
डेक्स्ट्रीन	१६·६ सम.
पोटासियम नाइट्रेट	१७·८ सम.
गोंद	७·२ सम.

विलयन के समाहरण के अनुपात में अभिसारक दबाव परिवर्तित होता है। इक्षुशर्करा के कुछ विभिन्न समाहरण के विलयन के दबाब निम्न-लिखित हैं—

समाहरण	दबाव	$\frac{\text{दबाव}}{\text{समाहरण}}$
१	५३·५	५३·५

समाहरण	दबाव	दबाव / समाहरण
२	१०१·६	५०·८
२·७४	१५१·८	५५·४
४	२०८·२	५२·१
६	३०७·५	५१·२

पोटासियम नाइट्रेट से निम्न-लिखित मान प्राप्त होते हैं—

समाहरण	दबाव	दबाव / समाहरण
०·८०	१३०·४	१६३
१·४३	२१८·५	१५३
३·३	४३६·८	१३२

पोटासियम नाइट्रेट के साथ समाहरण की वृद्धि से दबाव और समाहरण की निष्पत्ति में न्यूनता होती जाती है। फेफ़र के मतानुसार यह न्यूनता इस कारण होती है कि पृथक्करण-पट पोटासियम नाइट्रेट के लिए पूर्ण रूप से अप्रवेश्य नहीं है। थोड़ा लवण भी प्रधानतः उच्च तापक्रम पर प्रविष्ट हो जाता है जिससे विलयन का महत्तम अभिसारक दबाव नहीं प्राप्त होता।

गैसों के दबाव के अनुरूप विलयन में अभिसारक दबाव अब प्राप्त हो गया। इससे गैसों की और विलयन में पदार्थों की अवस्था के बीच समानता पूर्ण रूप से स्थापित हो गई। विलयन में तापक्रम विलयन का तापक्रम हुआ, आयतन विलयन का आयतन हुआ और दबाव विलयन का अभिसारक दबाव हुआ।

फेफ़र ने प्रमाणित किया था कि किसी निश्चित तापक्रम पर अभिसारक दबाव विलयन के समाहरण के अनुपात में होता है। दूसरे शब्दों में किसी निश्चित तापक्रम पर अभिसारक दबाव विलयन के आयतन का

उत्क्रमानुपाती होता है। यह नियम ठीक गैसों के बायल के नियम के समान ही है।

मोर्स ने इस नियम की, मैनिटोल नामक यौगिक के साथ, बड़ी यथार्थता से परीक्षा की है। उन्हें निम्न-लिखित आँकड़े प्राप्त हुए—

१०० ग्राम जल में मैनिटोल ग्राम में	तौल-नार्मल समाहरण	अभिसारक दबाव १०° श	अभिसारक दबाव ४०° श
१.८२	०.१	२.३१४ वायुमण्डलीय	२.५५७ वायुमण्डलीय
३.६४	०.२	४.६०९ ,,	५.१०७ ,,
५.४६	०.३	६.९४० ,,	७.६६४ ,,
७.२८	०.४	९.२०७ ,,	१०.२१६ ,,
९.१०	०.५	११.६१३ ,,	१२.८०४ ,,

इन आँकड़ों से स्पष्टतया सिद्ध होता है कि अभिसारक दबाव समाहरण के अनुपात में होता है। उपर्युक्त सारिणी में तौल-नार्मल विलयन दिया गया है। यह विलयन विलेय के एक ग्राम-अणुक तौल को एक लिटर जल में घुलाने से प्राप्त होता है। विलयन के एक लिटर में एक ग्राम-अणुक तौल के होने से जिस समाहरण का विलयन प्राप्त होता है उसे आयतन-नार्मल विलयन कहते हैं। अनेक विलयनों में ये दोनों प्रायः एक ही होते हैं पर समाहृत विलयनों में उनमें पार्थक्य होता है।

अभिसारक दबाव तापक्रम से भी प्रभावित होता है। इक्षुशर्करा के एक प्रतिशतक विलयन के विभिन्न तापक्रमों पर निम्न-लिखित अभिसारक दबाव प्राप्त हुए हैं—

तापक्रम	दबाव
६.८°	५०.५
१३.२°	५२.१
१४.२°	५३.१
२२.०°	५४.८

यहाँ तापक्रम की वृद्धि से दबाव में नियत रूप से वृद्धि होती है। फ़ेफ़र के निर्दिष्ट से वांटहैाफ़ ने दिखाया है कि अभिसारक दबाव परम तापक्रम के अनुपात में होता है। गैसों का एक दूसरा नियम—चार्ल्स का नियम—भी तनु-विलयन में घटित होता है। चार्ल्स और बायल के नियम से तनु-विलयन के सम्बन्ध में भी गेलूसक का नियम निकल आता है अर्थात् किसी निश्चित अभिसारक दबाव पर विलयन का आयतन परम तापक्रम के अनुपात में होता है।

उपर्युक्त तीनों नियमों की सहायता से तनु-विलयन के सम्बन्ध में भी गैसों के सदृश एक समीकरण प्राप्त होता है जिसमें विलयन का आयतन और अभिसारक दबाव का गुणनफल परम तापक्रम के अनुपात में होता है।

$$\text{द} \times \text{अ} = \text{स्थि} \times \text{ट}$$

इस समीकरण में द तनु विलयन का अभिसारक दबाव, अ विलयन का आयतन, ट परम तापक्रम और स्थि स्थिराङ्क है। ०°श पर फ़ेफ़र ने इक्षुशर्करा के एक प्रतिशतक विलयन का अभिसारक दबाव ४९·३ सम॰ पारद प्राप्त किया। यह दबाव ४९·३ × १३·५९ ग्राम के बराबर है। इक्षुशर्करा की ग्राम-अणुक तौल ३४२ है। अतः एक ग्राम-अणुक तौल एक प्रतिशतक विलयन के ३४२०० घ. सम. में विद्यमान रहेगी। विलयन का परम तापक्रम २७३° है।

$$\text{अतः स्थिराङ्क} = \frac{४९·३ \times १३·५९ \times ३४२००}{२७३}$$

$$= ८३९३२ \text{ हुआ}$$

गैसों का स्थिराङ्क ८४७६० है। इससे यह मान बहुत विभिन्न नहीं है। इससे भी पदार्थों के तनु विलयन की अवस्था और गैसों की अवस्था के बीच की समानता स्थापित होती है। इससे यह भी विदित होता है कि किसी पदार्थ का अभिसारक दबाव वही है जो विलयन के तापक्रम पर और विलयन के आयतन में उस पदार्थ का गैस के रूप में दबाव होता।

किसी निश्चित तापक्रम पर सम-अणुक विलयनों का अभिसारक दबाव एक ही होता है। **सम-अणुक विलयन** वह विलयन है जिसमें द्रव के

किसी एक नियत आयतन में विलेय की तौल अणुक-भार के अनुपात में होती है। इक्षुशर्करा का अणुभार ३४२ है और द्राक्षशर्करा का १८०। यदि इनके विलयन के बराबर-बराबर आयतन में इनकी मात्रा क्रमशः ३४२: १८० अनुपात में हो तो ऐसे विलयन को सम-अणुक विलयन कहते हैं। ऐसे विलयन को **समाभिसारक** विलयन भी कहते हैं क्योंकि इन विलयनों का अभिसारक दबाव बराबर होता है। इससे हम इस सिद्धान्त पर पहुँचते हैं कि किसी नियत तापक्रम पर यदि दो विलयनों का अभिसारक दबाव एक ही हो तो ऐसे विलयनों में विलेय के अणुओं की संख्या एक ही रहती है। यह नियम ठीक उसी प्रकार का है जैसा गैसों के लिए आवोगाड्रो का नियम है।

जिस प्रकार गैसों का अणुभार उनके आयतन, दबाव और तापक्रम के निर्धारण से ज्ञात होता है उसी प्रकार विलेय पदार्थों का अणुभार भी इनके अभिसारक-दबाव, आयतन और तापक्रम के निर्धारण से ज्ञात हो सकता है। यह विधि उन पदार्थों के लिए बड़ी उपयोगी है जो वाष्प में परिणत नहीं हो सकते।

अभिसारक दबाव के यथार्थ मापन का प्रयोग बहुत कठिन होता है। केवल एक या दो अन्वेषकों ने ही अभिसारक दबाव को यथार्थता से मापने की चेष्टा की है। अतः अभिसारक दबाव के मापन से कदाचित् ही अणु-भार का निर्धारण होता है। कुछ ऐसे मान हैं जो अभिसारक दबाव के अनुपात में होते हैं। उन्हीं के माप से अणुभार का वस्तुतः निर्धारण होता है। तनु विलयन में हिमाङ्क का अवनमन अभिसारक दबाव के अनुपात में होता है। क्वथनाङ्क का उन्नयन भी अभिसारक दबाव के अनु-पात में होता है। हिमाङ्क के अवनमन और क्वथनाङ्क के उन्नयन से अणु-भार निकालने की विधि का वर्णन पहले हो चुका है।

कुछ पदार्थ ऐसे हैं जिनके वास्तविक अभिसारक दबाव सूत्र की गणना से प्राप्त अभिसारक दबाव से भिन्न होते हैं। ऐसे पदार्थों के हिमाङ्क का अवन-मन भी अस्वाभाविक होता है। ऐसे पदार्थ साधारणतः प्रबल अम्ल, प्रबल क्षार और उनके लवण होते हैं। इस अप्राकृतिक फल का कारण यह

है कि ये पदार्थ विलयन में विघटित हो जाते हैं। जो पदार्थ विलयन में आयनों में विघटित नहीं होते उन्हीं के सम्बन्ध में अभिसारक दबाव का नियम बिलकुल ठीक होता है पर जो विघटित होते हैं उनसे प्राकृतिक फल नहीं प्राप्त होता।

प्रश्न

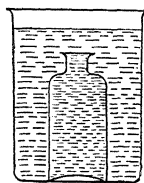
१—अभिसारक दबाव क्या है? इसका माप कैसे हो सकता है?

२—अभिसारक दबाव के नियमों की गैसों के नियमों से तुलना करो।

३—कुछ पदार्थों के विलयन का अभिसारक दबाव अप्राकृतिक होता है। क्यों?

परिच्छेद ७

कोलायड विलयन

१९वीं सदी के मध्य में ग्राहम ने विलयन में पदार्थों के व्यापन के सम्बन्ध में अनेक प्रयोग किये। उनके प्रयोग करने की विधि यह थी कि जिस पदार्थ पर वे प्रयोग करना चाहते थे उस पदार्थ के समाहृत विलयन को एक बोतल में भरकर उस बोतल को जल की एक द्रोणी में इस प्रकार डुबाते थे कि वहन द्वारा वे परस्पर मिल न जायँ। किसी नियत समय के बाद द्रोणी के जल को सावधानी से निकालकर वे उसका विश्लेषण करते थे। इससे बोतल का विलयन किस क्रम से द्रोणी के जल से मिलता था इसका उन्हें पता लगा। ग्राहम ने देखा कि अम्ल, क्षार और लवण सदृश वस्तुएँ शीघ्रता से व्याप्त हो जाती थीं पर जिलेटिन, अलबुमिन, सिलिसिक अम्ल सदृश वस्तुएँ कदाचित् ही व्याप्त होती थीं। व्याप्त होनेवाले पदार्थों को उन्होंने क्रिस्टेलायड (मणिभीय द्रव्य) नाम दिया और व्याप्त न होनेवाले पदार्थों का नाम कोलायड दिया।

चित्र ४

क्रिस्टेलायड और कोलायड के पृथक्करण के सम्बन्ध में उन्होंने पीछे प्रयोग किये। उन्होंने देखा कि चर्मपत्र के द्वारा क्रिस्टेलायड निकल जाते हैं पर कोलायड नहीं निकलते। इस प्रकार कोलायड सिलिसिक अम्ल को क्रिया-फल के अन्य पदार्थों से पृथक् किया। इस विधि से अर्थात् चर्मपत्र के प्रयोग से क्रिस्टेलायड को कोलायड से पृथक् करने की विधि को पार-पृथक्करण कहते हैं। अनेक विषैले पदार्थों के पहचानने में इस पार-पृथक्करण से बड़ी सहायता मिली। पेट में कोलायडल कार्बनिक पदार्थों की उपस्थिति

से पेट के विषों की परीक्षा करने में कठिनता होती थी पर पार-पृथक्करण से खनिज क्रिस्टेलायड विष सरलता से पृथक् किये जा सकते हैं और पृथक् हो जाने पर फिर उनकी परीक्षा हो सकती है।

ग्राहम समझते थे कि क्रिस्टेलायड और कोलायड दोनों बिलकुल भिन्न-भिन्न वर्ग के पदार्थ हैं पर वास्तव में व्यापन की दृष्टि से इन दोनों प्रकार के पदार्थों में कोई निश्चित सीमा बन्धन नहीं है। सभी क्रिस्टेलायड पदार्थ एक ही क्रम में व्याप्त नहीं होते। यह भी नहीं है कि सभी कोलायड व्याप्त न होते हों। वस्तुतः व्यापन के द्वारा भिन्न-भिन्न कोलायड विलयन या सौल को कुछ सीमा तक पृथक् कर सकते हैं। कोलायड के कणों के विस्तार या व्यास पर व्यापन निर्भर करता है। इस कारण कोलायडल पदार्थ के स्थान में पदार्थ की कोलायडल अवस्था कहना अधिक उपयुक्त होगा।

सौल तैयार करना। अनेक विधियों से सौल तैयार हो सकता है।

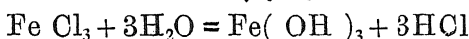
(१) धातुओं के सौल उनके लवणों को जलीय विलयन में लघ्वीकृत करने से प्राप्त होते हैं। स्वर्ण के क्लोराइड को क्षार और फ़र्मल्डीहाइड के द्वारा लघ्वीकृत करने से स्वर्ण का सौल प्राप्त होता है। फ़ैरेडे ने सन् १८९७ ई० में स्वर्ण के क्लोराइड को ईथरीय विलयन में फ़ास्फ़रस द्वारा लघ्वीकृत करने से रक्तवर्ण के स्वर्ण का सौल प्राप्त किया था। उपर्युक्त लघ्वीकारकों के अतिरिक्त हाइड्रैजीन हाइड्रेट और फ़ास्फ़रस अम्ल भी लघ्वीकारक के रूप में व्यवहृत हो सकते हैं।

(२) सौल प्राप्त करने की एक महत्त्वपूर्ण विधि धातुओं के विद्युत्-विकीर्णन की विधि है। इस विधि से अनेक धातुओं—स्वर्ण, चाँदी, प्लाटिनम, ताम्र और यशद—के सौल प्राप्त हो सकते हैं। शुद्ध जल के अन्दर यदि दो मज़बूत प्लाटिनम के तारों के बीच विद्युत् आर्क उत्पन्न हो तो प्लाटिनम के बारीक टुकड़े प्लाटिनम विद्युत्द्वार से निकलकर जल में विकीर्ण हो जाते और इस प्रकार प्लाटिनम का कपिल वर्ण का सौल प्राप्त होता है। ऐसा सौल स्थायी होता है। सूक्ष्मदर्शक से भी इसमें कोई घन कण नहीं देख पड़ते।

साधारण निःस्यन्दन-पत्र के द्वारा यह बाहर निकल जाता है। प्लाटिनम का यह कोई यौगिक नहीं है यह इस बात से मालूम होता है कि इसमें प्लाटिनम धातु के प्रवर्तक गुण होते हैं। यह गुण प्लाटिनम के यौगिकों में नहीं होता। वास्तविक विलयन से यह इस बात में भिन्न होता है कि अच्छे विद्युत्-वैच्छेद्य से प्लाटिनम अवक्षिप्त हो जाता है। इस विधि से सौल प्राप्त करने की विधि को ब्रेडिग की विधि कहते हैं।

(३) एक ग्राम आर्सीनियस आक्साइड को एक लिटर जल में घुलाकर उसमें हाइड्रोजन सल्फ़ाइड के प्रवाहित करने से विलयन पीत वर्ण का हो जाता है। इस विलयन में आर्सेनिक सल्फ़ाइड का सौल विद्यमान है। हाइड्रोजन या नाइट्रोजन सदृश निष्क्रिय गैसों के प्रवाहित करने से घुला हुआ हाइड्रोजन सल्फ़ाइड निकल जाता है। इस प्रकार टार्टर इमेटिक के विलयन में हाइड्रोजन सल्फ़ाइड के प्रवाहित करने से ऐंटीमनी सल्फ़ाइड का धुँधला लाल सौल प्राप्त होता है।

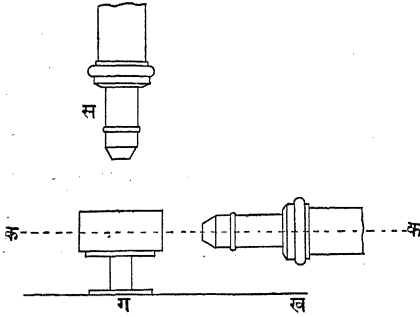
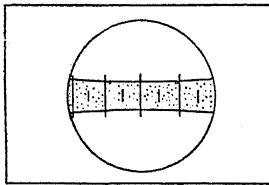
(४) फ़ेरिक क्लोराइड के विलयन के पार-पृथक्करण से फ़ेरिक क्लोराइड निकल जाता है और फ़ेरिक हाइड्राक्साइड का सौल प्राप्त होता है। फ़ेरिक क्लोराइड जलीय विलयन में जल-विच्छेदित हो जाता है।

$$FeCl_3 + 3H_2O = Fe(OH)_3 + 3HCl$$

हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के निकल जाने से अधिकाधिक फ़ेरिक क्लोराइड फ़ेरिक हाइड्राक्साइड में विच्छेदित होता रहता है। फ़ेरिक हाइड्राक्साइड का सौल 'पार-पृथक्कृत लोहे' के नाम से औषध में प्रयुक्त होता है।

(५) कार्बनिक पदार्थों—जैसे जिलेटिन, अलबुमिन, इत्यादि—के सौल उन्हें उपयुक्त तापक्रम पर जल में घुलाने से प्राप्त होते हैं।

सौल के लक्षण। वास्तविक विलयन समावयव होता है अर्थात् इसमें केवल एक कला होती है, पर सौल विषमावयव होता है अर्थात् इसमें दो कलाएँ होती हैं। एक कला को अकीर्ण कला कहते हैं। यह कोलायडल पदार्थ का छोटा-छोटा कण होता है। इन कणों का विस्तार साधारण अणुओं से बहुत ही बड़ा होता है। दूसरी कला द्रव है जिसमें उपर्युक्त

कण बिखरे हुए रहते हैं। इस कला को विरत कला या आकीर्णन माध्यम कहते हैं।

सौल में पदार्थों के कणों का विस्तार अतिसूक्ष्मदर्शक से निर्धारित हो सकता है। यह यन्त्र बहुत प्रबल होता है। सामान्य सूक्ष्मदर्शक से यह कई गुना अधिक प्रबल होता है। विलयन में प्रकाश का लघु पर प्रचण्ड किरण क्षैतिज प्रवेश करता है। सामान्य प्रकाश में यद्यपि ये कण छोटे होने के कारण सूक्ष्मदर्शक में अदृश्य होते हैं पर प्रकाश के प्रचण्ड किरण के मार्ग में रखने से वे प्रकाशित हो जाते हैं। प्रकाश को परावर्तित और विकीर्ण करने के कारण ये कण प्रकाश के बिन्दु सदृश देख पड़ते हैं। ऐसे यन्त्र की आकृति चित्र ५ में दिखाई गई है। 'क', 'क' प्रकाश का किरण है। यह 'ग' सेल होकर निकलता है। इस सेल में किरण का मार्ग ऊर्ध्वाधार सूक्ष्मदर्शक, 'स' से देखा जाता है। सेल में किरण से जो कुछ देख पड़ता है उसकी आकृति चित्र ६ में दी हुई है। यदि सेल में स्वच्छ केवल स्वच्छ जल या वास्तविक विलयन विद्यमान है तो किरण का मार्ग बिलकुल अदृश्य होता है क्योंकि इस दशा में प्रकाश का परावर्तन या विकीर्णन नहीं होता, पर जब सेल को सौल से भर दिया जाता है तब उसमें चारों दिशाओं में तीव्रता से भ्रमण करते हुए प्रकाश के बिन्दु देख पड़ते हैं। इस दृश्य को टिंडल की घटना कहते

चित्र ५

चित्र ६

हैं और इस प्रयोग को टिंडल का प्रयोग। सूक्ष्मदर्शक में यदि माइक्रो-मीटर स्केल लगा हो तो किसी नियत आयतन में कितने कण विद्यमान हैं इसकी भी गणना हो सकती है। यदि इस सौल का समाहरण ज्ञात हो तो कणों की औसत तौल भी निर्धारित हो सकती है। यदि यह मान लिया जाय कि इन कणों का घनत्व घनावस्था में उस पदार्थ के घनत्व के बराबर है तो इन कणों का व्यास भी निकाला जा सकता है।

इन कोलायडल कणों के विस्तार को सूचित करने के लिए लैटिन अक्षर मिउ (मि) का प्रयोग होता है। मि $१०^{-३}$ मिलिमीटर को सूचित करता है। मि मि $१०^{-६}$ मिलिमीटर को सूचित करता है। जो कण साधारण सूक्ष्म-दर्शक से देख पड़ते और जिनके व्यास २५० मि मि से बड़े होते हैं उन्हें 'माइक्रोंस' कहते हैं। जो कण केवल अति-सूक्ष्मदर्शक में ही देख पड़ते हैं और जिनके व्यास २५० मि मि और ५ मि मि के बीच होते हैं उन्हें 'सबमाइक्रोंस' कहते हैं। जिनके व्यास इनसे भी छोटे होते हैं उन्हें 'एमाइक्रोंस' कहते हैं। कोलायडल प्लाटिनम के कण के व्यास ४५ मि मि के लगभग होते हैं।

स्वर्ण के क्लोराइड के लघ्वीकरण से भिन्न-भिन्न वर्ण के सौल प्राप्त होते हैं। इनमें कुछ नीले होते हैं, कुछ हरे, कुछ पीत-रक्त और कुछ रक्त-पीत। इन कणों के व्यास ३०० मि मि से १० मि मि कम तक के होते हैं। इन कणों के व्यास और इनके रङ्ग के बीच सम्बन्ध स्थापित करने की चेष्टाएँ हुई हैं। रक्त और नील स्वर्ण सौल के कणों के विस्तार प्रायः एक ही पाये गये हैं पर रक्त से नील में परिवर्तन कणों के परस्पर मिलकर गुच्छा बनने के कारण समझा जाता है यद्यपि इससे इनके व्यास में विशेष अन्तर नहीं देख पड़ता।

ऊपर कहा गया है कि अति-सूक्ष्मदर्शक पर देखने से सौल में कोलायडल कण तीव्र गति से भ्रमण करते हुए देखे जाते हैं। इसे 'ब्राउनीय गति' कहते हैं। यह ब्राउनीय गति ३०००मि मि से कम व्यासवाले कणों में ही देखी जाती है। कणों के व्यास जैसे-जैसे कम होते जाते हैं वैसे-वैसे उनकी गति तीव्र होती जाती है। तापक्रम की वृद्धि से भी इनकी गति तीव्र हो जाती है। इस

गति के कारण विलायक के अणुओं का इन छोटे-छोटे आस्रस्त कणों पर प्रतिघात होना समझा जाता है।

सौल दो प्रकार के होते हैं। यदि सौल में आकीर्ण कला घन होती है तो सौल में यह घन बहुत बारीक रूप में आस्रस्त रहता है। ऐसे सौल को आस्रस्य कहते हैं। यदि सौल में आकीर्ण कला द्रव होती है तो द्रव के बारीक कण विलायक में फैले हुए पयस्य सदृश रहते हैं। ऐसे सौल को पायस्य कहते हैं। धातुओं, आर्सेनिक सल्फ़ाइड, अंटीमनी सल्फ़ाइड, फ़ेरिक हाइड्राक्साइड के सौल आस्रस्य के उदाहरण हैं। गोंद का सौल पायस्य का उदाहरण है। ये दोनों प्रकार के सौल भिन्न-भिन्न गुण के होते हैं।

आस्रस्य साधारणतः विद्युत्-वैच्छेद्य द्वारा शीघ्रता से स्कन्धित हो जाता है पर पायस्य सरलता से स्कन्धित नहीं होता। पायस्य बहुत सान्द्र होता है पर आस्रस्य से विलायक की सान्द्रता पर कोई प्रभाव नहीं पड़ता।

कुछ आस्रस्य ऐसे होते हैं जो एक बार स्कन्धित होने पर फिर पूर्वावस्था में शीघ्रता से परिणत नहीं होते। ऐसे आस्रस्य को **अप्रत्यावर्ती** कहते हैं। आस्रस्य के कण विद्युत् से आविष्ट होते हैं। यह सरलता से देखा जा सकता है क्योंकि ऐसे सौल में विद्युत्द्वारों के डुबाने से ये कण धनद्वार की ओर भ्रमण करते हैं। इससे मालूम होता है कि ये कण ऋण आवेश वहन करते हैं। शुद्ध जल में प्रायः सभी आस्रस्य ऋण आवेश वहन करते हैं। इसमें केवल धातुओं के हाइड्राक्साइड अपवाद हैं क्योंकि ये धन आवेश वहन करते हैं। पायस्य को स्कन्धित करने के लिए विद्युत्-वैच्छेद्य की बहुत अधिक मात्रा की आवश्यकता होती है पर इस दशा में भी क्रिया उत्क्रमणीय होती है क्योंकि अवक्षिप्त ढेर को शुद्ध जल में फिर पायस्य में परिणत कर सकते हैं। इस प्रकार के सौल को **प्रत्यावर्ती** कहते हैं।

जिलेटिन के उष्ण विलयन के ठण्डा करने से यदि विलयन पर्याप्त समाहृत है तो वह जमकर जेली सदृश हो जाता है। इसे 'जेल' कहते हैं। यदि किसी जेल का विलायक जल है तो ऐसे जेल को हाइड्रोजेल या 'जल जेल' कहते हैं और यदि अलकोहल विलायक है तो ऐसे जेल को 'अलकोजेल' कहते

हैं। इसी प्रकार जल में के सौल को 'हाइड्रोसौल' वा 'जल-सौल' और अल-कोहल में के सौल को 'अलको-सौल' कहते हैं।

सूक्ष्मनिःस्यन्दन विधि से भिन्न-भिन्न विस्तार के कोलायडल कणों के पृथक् करने में सफलता मिली है। सामान्य निःस्यन्दन-पत्र को जिलेटिन के विलयन में डुबाकर फ़ार्मलीन में डुबाने से जिलेटिन कड़ा हो जाता है। इससे चर्मपत्र के सदृश एक पत्र प्राप्त होता है जिसके द्वारा कोलायडल कण प्रविष्ट नहीं हो सकते पर उसमें यदि कुछ क्रिस्टेलायड विद्यमान हों तो वे विलायक के साथ निकल जाते हैं। जिलेटिन के किसी विशिष्ट समाहरण के प्रयोग से कोलायडल के कण इस जिलेटिनवाले पत्र द्वारा बिलकुल प्रविष्ट नहीं हो सकते। यदि इससे कम समाहरण का जिलेटिन विलयन प्रयुक्त हो तो कोलायडल कण उसके द्वारा प्रविष्ट हो सकते हैं। जिलेटिन के दो प्रतिशत विलयन से तैयार पत्र में ब्रेडिग विधि से प्राप्त प्लाटिनम कोलायड प्रविष्ट नहीं हो सकता पर सिलसिक अम्ल का कोलायड इसमें प्रविष्ट हो सकता है। इस विधि से भिन्न-भिन्न विस्तार के कोलायडल कणों को कुछ सीमा तक पृथक् कर सकते हैं। इन कोलायडल कणों के विस्तार के सम्बन्ध में इस विधि से जो परिणाम निकलता है वह अति-सूक्ष्मदर्शकीय अध्ययन और अणुभार के निर्धारण से भी ठीक मालूम होता है। सूक्ष्म-निःस्यन्दन साधारणतः अधिक दबाव में होता है।

प्रश्न

१—कोलायडल विलयन कैसे तैयार होता है? प्लाटिनम, स्वर्ण, सिलि-सिक अम्ल और आर्सेनिक सल्फ़ाइड के सौल कैसे तैयार करोगे?

२—कोलायडल विलयन कितने प्रकार के होते हैं और उनके क्या-क्या गुण हैं?

३—टिंडल का प्रयोग क्या है और इससे क्या सूचित होता है?

४—अति-सूक्ष्मदर्शक से कोलायडल के कणों का विस्तार कैसे मालूम होता है? ब्राउनीय गति क्या है और इसकी कैसे व्याख्या की जाती है?

५—आस्त्रस्य और पायस्य क्या हैं? इनके गुणों में क्या भेद है? इन पर विद्युत्-वैच्छेद्य की क्या क्रिया होती है?

६—संरक्षक कोलायड किसे कहते हैं? इसकी क्या क्रिया होती है?

७—सूक्ष्म-निःस्यन्दन क्या है और इसके क्या प्रयोग हैं?

परिच्छेद ८

मात्रा क्रिया और प्रवर्त्तन

रासायनिक क्रियाओं पर बाह्य परिस्थितियों का सामान्यतः प्रभाव पड़ता है।

(१) फ़ास्फ़रस साधारणतः आक्सिजन में जलता है पर पूर्ण रूप से शुष्क आक्सिजन या द्रव आक्सिजन में फ़ास्फ़रस नहीं जलता।

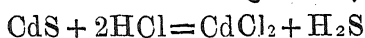
(२) सेाडियम साधारणतः क्लोरीन में जलता है पर बिलकुल शुष्क सेाडियम और क्लोरीन में कोई क्रिया नहीं होती।

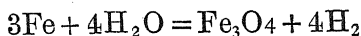
(३) बिलकुल शुद्ध यशद पर तनु-गन्धकाम्ल की कोई क्रिया नहीं होती।

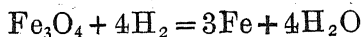
(४) कैडमियम क्लोराइड के विलयन में हाइड्रोजन सल्फ़ाइड के प्रवाह से कैडमियम क्लोराइड विच्छेदित हो जाता और इससे कैडमियम सल्फ़ाइड का अवक्षेप प्राप्त होता है।

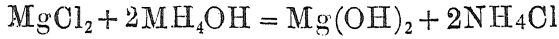
$$CdCl_2 + H_2S = CdS + 2HCl$$

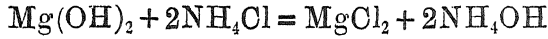
इस अवक्षेप को निःस्यन्दन द्वारा पृथक् कर उसमें उपयुक्त समाहरण के हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के डालने से विपरीत क्रिया सञ्चालित होती और कैडमियम सल्फ़ाइड निम्न-लिखित समीकरण के अनुसार विच्छेदित हो जाता है—

$$CdS + 2HCl = CdCl_2 + H_2S$$

(५) रक्ततप्त लौह-चूर्ण पर जल-वाष्प के ले जाने से जल विच्छेदित हो जाता है और जल का आक्सिजन लौह के साथ संयुक्त हो लौह का आक्साइड बनता है तथा हाइड्रोजन मुक्त हो निकलता है।

$$3Fe + 4H_2O = Fe_3O_4 + 4H_2$$

यदि लौह के रक्ततप्त आक्साइड पर हाइड्रोजन प्रवाहित करें तो आक्साइड लघ्वीकृत हो जाता है और इससे लौह और जल प्राप्त होता है।

$$Fe_3O_4 + 4H_2 = 3Fe + 4H_2O$$

(६) मैगनीसियम क्लोराइड के विलयन में अमोनियम हाइड्राक्साइड के डालने से कुछ मैगनीसियम निम्न-लिखित समीकरण के अनुसार अवक्षिप्त हो जाता है पर सारा मैगनीसियम इस प्रकार अवक्षिप्त नहीं होता क्योंकि मैगनीसियम

$$MgCl_2 + 2MH_4OH = Mg(OH)_2 + 2NH_4Cl$$

हाइड्राक्साइड और अमोनियम क्लोराइड के बीच क्रिया निम्न समीकरण के अनुसार सञ्चालित हो जाती है।

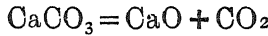
$$Mg(OH)_2 + 2NH_4Cl = MgCl_2 + 2NH_4OH$$

मैगनीसियम क्लोराइड और अमोनियम हाइड्राक्साइड के किसी विशिष्ट समाहरण के विलयन के परस्पर मिलाने से कुछ समय के बाद क्रिया बन्द हो जाती है। इस समय उपर्युक्त दोनों क्रियाओं के बीच साम्य स्थापित हो जाता है और उनकी आपेक्षिक मात्रा में कोई अन्तर नहीं पड़ता। इस समय वस्तुतः उपर्युक्त दोनों क्रियाएँ होती हैं पर इन दोनों क्रियाओं के वेग में कोई अन्तर नहीं रहता। प्रारम्भ में जब मैगनीसियम हाइड्राक्साइड या अमोनियम क्लोराइड नहीं रहता तब विपरीत क्रिया नहीं रहती, केवल ऋजु क्रिया होती है। ऋजु और विपरीत क्रियाओं के बीच साम्य स्थापित होने के लिए आवश्यक है कि या तो ऋजु क्रिया का वेग न्यून होता जाय अथवा विपरीत क्रिया का वेग अधिकाधिक बढ़ता जाय वा दोनों क्रियाओं के वेग में परिवर्तन हो। जैसे-जैसे क्रियाएँ होती जाती हैं वैसे-वैसे संयोजक पदार्थों और क्रिया-फलों की आपेक्षिक मात्रा में परिवर्तन होता जाता है। अतः क्रिया के वेग और आपेक्षिक मात्रा के बीच किसी सम्बन्ध का होना मान लेने से कोई अनुचित नहीं होगा।

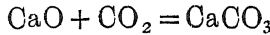
यदि अमोनियम हाइड्राक्साइड डालने के पहले मैगनीसियम क्लोराइड में थोड़ा अमोनियम क्लोराइड डालें तो अवक्षिप्त मैगनीसियम हाइड्राक्साइड की मात्रा कम हो जाती है। जैसे-जैसे अमोनियम क्लोराइड की मात्रा की वृद्धि होती है वैसे-वैसे अवक्षिप्त मैगनीसियम हाइड्राक्साइड की मात्रा न्यून होती जाती है और अन्त में मैगनीसियम हाइड्राक्साइड का अवक्षेप बिलकुल प्राप्त नहीं होता। अवश्य ही अमोनियम क्लोराइड की उपस्थिति से

विपरीत क्रिया में सहायता मिलती है और कुछ सीमा तक इसकी मात्रा क्रिया के उत्क्रमानुपात में होती है। इसके प्रतिकूल अमोनियम हाइड्राक्साइड की मात्रा की वृद्धि से ऋजु क्रिया में सहायता मिलती है। इससे स्पष्टतया ज्ञात होता है कि संयोजक पदार्थों की आपेक्षिक मात्रा पर क्रिया का वेग बहुत कुछ निर्भर करता है।

रासायनिक क्रियाओं पर दबाव का प्रभाव। रासायनिक क्रियाओं पर दबाव का जो प्रभाव पड़ता है वह निम्न उदाहरणों से सरलता से मालूम हो जाता है।

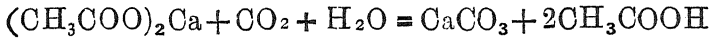
कालसियम कार्बनेट को वायु में गरम करने से यह पूर्णतया कालसियम आक्साइड और कार्बन डायक्साइड में विच्छेदित हो जाता है पर यदि

$$CaCO_3 = CaO + CO_2$$

कालसियम कार्बनेट को बन्द स्थान में गरम करें तो थोड़े विच्छेदन के बाद ही क्रिया बन्द हो जाती है क्योंकि कार्बन डायक्साइड के दबाव में विपरीत क्रिया सञ्चालित हो जाती है।

$$CaO + CO_2 = CaCO_3$$

इसी प्रकार कालसियम कार्बनेट साधारण दबाव पर ऐसिटिक अम्ल से निम्न-लिखित समीकरण के अनुसार विच्छेदित हो जाता है—

$$CaCO_3 + 2CH_3COOH = (CH_3COO)_2Ca + CO_2 + H_2O$$

पर अधिक दबाव पर कालसियम ऐसिटेट कार्बन डायक्साइड के द्वारा विच्छेदित हो जाता है।

$$(CH_3COO)_2Ca + CO_2 + H_2O = CaCO_3 + 2CH_3COOH$$

अनेक धातुएँ केवल अधिक दबाव से साधारण तापक्रम पर ही गन्धक और आर्सेनिक से संयुक्त होती हैं।

रासायनिक क्रियाओं पर तापक्रम का प्रभाव। रासायनिक क्रियाओं पर तापक्रम का पर्याप्त प्रभाव पड़ता है। साधारणतः तापक्रम की वृद्धि से क्रिया के वेग में वृद्धि होती है पर यह प्रभाव बहुत कुछ पदार्थों की

भौतिक अवस्था पर निर्भर करता है। गैसीय अवस्था में गैस के कण अधिक वेग से इधर-उधर भ्रमण करते हैं। तापक्रम की वृद्धि से उनका वेग और अधिक बढ़ जाता है। इससे गैस के कणों की टक्करों की संख्या बढ़ जाती है। अतः रासायनिक क्रिया का वेग ताप की वृद्धि से बढ़ जाता है।

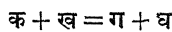
तापक्रम की वृद्धि से द्रव के कण भी प्रभावित होते हैं पर गैसों के बराबर नहीं। अतः रासायनिक क्रिया का वेग द्रवों की दशा में भी तापक्रम की वृद्धि से बढ़ जाता है। तापक्रम का कितना प्रभाव पड़ता है यह विभिन्न क्रियाओं की प्रकृति पर निर्भर करता है।

घन पदार्थों के बीच साधारणतः रासायनिक क्रियाएँ नहीं होतीं। रासायनिक क्रिया के सञ्चालन के पहले उनके द्रव या गैसीय अवस्था में परिणत होना आवश्यक होता है। ताप से वे द्रव या गैसीय अवस्था में परिणत हो जाते हैं। अतः परोक्ष रीति से तापक्रम की वृद्धि का घन पदार्थों के बीच क्रियाओं पर भी प्रभाव पड़ता है। तापक्रम का किसी विशिष्ट रासायनिक क्रिया पर कितना प्रभाव पड़ता है इसका यथार्थ ज्ञान बहुत कठिन है पर अनेक क्रियाओं का एक ही तापक्रम पर सञ्चालन कर उनका प्रभाव कुछ सीमा तक नष्ट किया जा सकता है।

रासायनिक क्रियाओं पर मात्रा का प्रभाव। मैगनीसियम क्लोराइड और अमोनिया के उदाहरण में ऊपर दिखलाया गया है कि रासायनिक क्रियाओं पर संयोजक पदार्थों और क्रिया-फलों की आपेक्षिक मात्रा का प्रभाव पड़ता है। अनेक प्रयोगों के फल-स्वरूप गुल्डबर्ग और वागे ने रासायनिक क्रिया और संयोजक पदार्थों के बीच का सम्बन्ध स्थापित किया है। इस सम्बन्ध को गुल्डबर्ग और वागे का 'मात्रा क्रिया' का नियम कहते हैं। किसी रासायनिक क्रिया का वेग संयोजक पदार्थों के प्रत्येक अवयव की सक्रिय मात्रा के अनुपात में होता है। सक्रिय मात्रा से गुल्डबर्ग और वागे का तात्पर्य्य विलीन वा गैसीय पदार्थों के अणुक समाहरण अर्थात् प्रति लिटर में ग्राम अणुओं की संख्या से था। ऐरीनियस के

मतानुसार अणुक समाहरण से सक्रिय मात्रा का वास्तविक ज्ञान नहीं होता। उनके मत से अणुक समाहरण के स्थान में विलेय का अभिसारक दबाव अधिक उपयुक्त है। पर साधारणतः सक्रिय मात्रा को अणुक समाहरण के अनुपात में मान लेने से कोई विशेष हानि नहीं है क्योंकि अति तनु-विलयन में अणुक समाहरण और अभिसारक दबाव पूर्णतया पारस्परिक अनुपात में होते हैं।

यदि क और ख के बीच रासायनिक क्रिया होकर ग और घ क्रिया-फल प्राप्त होते हैं तो इस क्रिया का समीकरण होगा—

$$\text{क} + \text{ख} = \text{ग} + \text{घ}$$

यदि क का अणुक समाहरण 'प' और ख का अणुक समाहरण 'फ' हो तो गुल्डबर्ग और वागे के नियम के अनुसार रासायनिक क्रिया का वेग प के अनुपात में भी और फ के अनुपात में भी होगा अर्थात् क्रिया का वेग प × फ अनुपात में होगा। अतः क्रिया के प्रारम्भ में क्रिया का वेग (प्रत्येक संयोजक पदार्थ के ग्राम अणुक संख्या का एकाङ्क समय—एक मिनट—में परिवर्तन) = प × फ × स्थिराङ्क (स्थि)

$$\text{अतः स्थि} = \frac{\text{क्रिया का वेग}}{\text{प} \times \text{फ}}$$

यदि कुछ समय 'स' के बाद क का समाहरण प्रति लिटर में 'न' ग्राम अणु से कम हो जाय तो ख का समाहरण भी उसी मात्रा से कम हो जायगा। इस दशा में

क्रिया का वेग = स्थि (प—न) × (फ—न) होगा।

यह स्थि वही है जो ऊपर के समीकरण में है। वस्तुतः स्थिराङ्क समाहरण से स्वतन्त्र होता है पर तापक्रम और विलायक पर आश्रित होता है। इस स्थिराङ्क को वेग का स्थिराङ्क कहते हैं।

यदि हम ऐसी क्रिया को लें जिसमें विपरीत क्रिया भी होती है तो क + ख = ग + घ में ज्योंही क और ख से ग और घ बनता और क

और ख का समाहरण न से कम हो जाता है त्योंही विपरीत क्रिया आरम्भ हो जाती है और इस—

विपरीत क्रिया का वेग = स्थि$_1$ (न × न) होगा। यहाँ स्थि$_1$ एक विपरीत दूसरी क्रिया का स्थिराङ्क है।

जब ऋजु और विपरीत दोनों क्रियाओं के बीच साम्य स्थापित हो जाता है तब

$$\text{स्थि}(\text{प}-\text{न}) \times (\text{फ}-\text{न}) = \text{स्थि}_1 \ \text{न}^2$$

$$\text{या} \ \frac{(\text{प}-\text{न}) \times (\text{फ}-\text{न})}{\text{न}^2} = \frac{\text{स्थि}_1}{\text{स्थि}} = \underline{\text{स्थि}}$$

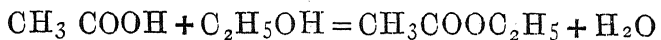
। यहाँ स्थि एक तीसरा स्थिराङ्क है। इसे साम्य स्थिराङ्क कहते हैं।

यदि क और ख की प्रारम्भिक मात्रा अणुक अनुपात में हो तो उपर्युक्त समीकरण

$$\frac{(\text{प}-\text{न})^2}{\text{न}^2} = \underline{\text{स्थि}}$$

हो जाता है। यहाँ प संयोजक पदार्थों का प्रारम्भिक समाहरण है।

उपर्युक्त समीकरण का सबसे अच्छा व्यावहारिक प्रयोग ऐसिटिक अम्ल और अलकोहल से एस्टर बनने में प्राप्त होता है। उपर्युक्त नियम की सचाई की परीक्षा करने में इस क्रिया की बड़ी यथार्थता से जाँच हुई है। ऐसिटिक अम्ल को एथिल अलकोहल के संसर्ग में रखने से इन दोनों यौगिकों के बीच क्रिया होकर एथिल ऐसिटेट और जल बनता है। क्रिया का अन्त नहीं होता क्योंकि शीघ्र ही विपरीत क्रिया भी आरम्भ हो जाती है और एथिल ऐसिटेट जल के द्वारा ऐसिटिक अम्ल और एथिल अलकोहल में परिवर्तित हो जाता है।

$$CH_3COOH + C_2H_5OH = CH_3COOC_2H_5 + H_2O$$

यदि ऐसिटिक अम्ल और एथिल अलकोहल को समतुल्य अनुपात में लें तो जब उनका दो तृतीयांश भाग एथिल ऐसिटेट और जल में परिणत हो जाता

तब क्रिया बन्द हो जाती है। यदि प्रारम्भ में ऐसिटिक अम्ल और अलकोहल की सक्रिय मात्रा १ हो तो साम्य स्थापित होने पर—

$$\text{ऐसिटिक अम्ल} = १ - \frac{२}{३} = \frac{१}{३}$$

$$\text{अलकोहल} = १ - \frac{२}{३} = \frac{१}{३}$$

$$\text{ऐथिल अलकोहल} = \frac{२}{३}$$

$$\text{जल} = \frac{२}{३}$$

$$\text{अतः स्थिराङ्क} = \frac{(प - न)^२}{न^२} = \frac{(१ - \frac{२}{३})^२}{(\frac{२}{३})^२} = \frac{\frac{१}{३} \times \frac{१}{३}}{\frac{२}{३} \times \frac{२}{३}} = \frac{१}{४}$$

यह स्थिराङ्क संयोजक पदार्थों के सब समाहरणों के लिए एक ही होता है। इस स्थिराङ्क के प्राप्त हो जाने पर अब अम्ल और अलकोहल के भिन्न-भिन्न समाहरणों को लेकर उपर्युक्त समीकरण से देख सकते हैं कि किसी विशिष्ट समाहरण में क्रिया का कब अन्त होगा। फिर वास्तविक प्रयोग से उस फल को जाँच सकते हैं। इससे उपर्युक्त समीकरण की सचाई का पता लग जायगा।

अम्ल के एक समतुल्य भाग के लिए यदि अलकोहल के तीन समतुल्य भाग को लें तो साम्य स्थापित होगा जब—

$$\frac{(१ - न)(३ - न)}{न^२} = \frac{१}{४}$$

$$\text{या } ४(३ - ४न + न^२) = न^२$$

या न = ०·९ या अम्ल का ९० प्रतिशत भाग एस्टर में परिणत हो जायगा। वास्तविक प्रयोग से यही परिणाम प्राप्त होता है।

इसी मात्रा क्रिया के नियम के आधार पर औस्टवल्ड ने विलयन के सम्बन्ध में एक सूत्र प्राप्त किया है जिसे औस्टवल्ड का तनुता का सूत्र कहते हैं। इस तनुता के सूत्र की भी बड़ी यथार्थता से जाँच हुई है और वह बिलकुल ठीक मालूम होता है। यह सूत्र दुर्बल अम्ल या क्षार के अविघटित भाग और आयन के बीच का साम्य सूचित करता है। ऐसिटिक अम्ल के उदाहरण को लेकर हम लोग इस पर विचार करें।

यदि ऐसिटिक अम्ल के एक ग्राम-अणु को जल में घोलकर 'अ' लिटर बनावें तो इस ऐसिटिक अम्ल की सक्रिय मात्रा होगी $\frac{१}{अ}$। ज्योंही यह अम्ल जल में घुलता है यह हाइड्रोजन और ऐसिटील आयन में विघटित होना शुरू होता है। किसी विशिष्ट समय पर विघटित होने का वेग, मात्रा क्रिया के नियम के अनुसार, अविघटित ऐसिटिक अम्ल की सक्रिया मात्रा के अनुपात में होता है। यदि विघटित ऐसिटिक अम्ल की मात्रा 'म' हो तो अविघटित ऐसिटिक अम्ल की मात्रा १ − म होगी और इसकी सक्रिय मात्रा होगी $\frac{१ - म}{अ}$। यदि स्थि विघटन का वेग स्थिराङ्क है तो विघटन का वेग होगा

$$= स्थि \times \frac{(१ - म)}{अ}$$

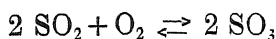
चूँकि यह क्रिया समतुलित है अतः जिस वेग से विघटन होगा उसी वेग से दोनों आयनों से अविघटित ऐसिटिक अम्ल बनेगा। जब अम्ल की आयन में विघटित होने की मात्रा म है तब प्रत्येक आयन की सक्रिय मात्रा होगी $\frac{म}{अ}$ और आयनों से मिलकर अविघटित अम्ल बनने का वेग होगा $= स्थि_१ \times \left(\frac{म}{अ}\right)^२$। यहाँ $स्थि_१$ इस क्रिया का स्थिराङ्क है। यदि इस दशा में दोनों क्रियाओं के बीच साम्य स्थापित हो तो—

$$स्थि \times \frac{१ - म}{अ} = स्थि_१ \times \frac{म^२}{अ^२}$$

$$या \quad \frac{म^२}{(१ - म)\, अ} = \frac{स्थि}{स्थि_१} = \underline{स्थि}$$

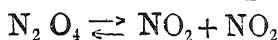
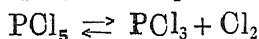
यही औस्टवल्ड का तनुता का सूत्र है। यह मात्रा क्रिया के नियम से निकला है। इसका प्रयोगात्मक सत्यापन बड़ी यथार्थता से हुआ है। इससे यह सूत्र ठीक मालूम होता है। औस्टवल्ड का तनुता का सूत्र दुर्बल अम्लों और दुर्बल क्षारों में ही ठीक घटता है।

मात्रा क्रिया का नियम केवल विलयन में ही ठीक नहीं घटता वरन् गैसों में भी ठीक घटता है। सल्फ़र डायक्साइड आक्सिजन के साथ संयुक्त हो सल्फ़र ट्रायक्साइड बनता है।

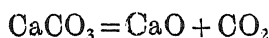
$$2\,SO_2 + O_2 \rightleftarrows 2\,SO_3$$

अथवा $N_2\,O_4$ एक ही प्रकार के दो अणुओं NO_2 में विघटित हो जाता है।

$$N_2\,O_4 \rightleftarrows NO_2 + NO_2$$

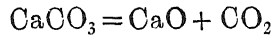
अथवा

$$PCl_5 \rightleftarrows PCl_3 + Cl_2$$

इन सभी उदाहरणों में मात्रा क्रिया के नियम घटते हैं। समतुलित क्रिया में विघटन की मात्रा दबाव और घनत्व के निरूपण से निर्धारित होती है। किसी ज्ञात तापक्रम पर किसी पदार्थ की नियत मात्रा का, जो एक विशिष्ट आयतन की होती है, क्या दबाव होगा यदि विघटन नहीं होता है, यह आवेागाड्रो के सिद्धान्त से सरलता से जाना जा सकता है। यदि इसमें विघटन होता है तो इसका दबाव अधिक होना चाहिए क्योंकि नियत स्थान में अब विघटन के कारण अधिक अणु विद्यमान हैं। स्थिर तापक्रम पर दबाव और घनत्व के साथ-साथ निरूपण से नाइट्रोजन पेराक्साइड के विघटन का ज्ञान हो जाता है। सैद्धान्तिक सूत्र से जो फल प्राप्त होता है वही प्रयोगात्मक निरीक्षण से भी प्राप्त होता है।

उपर्युक्त रासायनिक क्रमों में सब रासायनिक अवयव समावयव हैं पर मात्रा क्रिया का नियम उन क्रमों में भी ठीक घटता है जिनके अवयव विषमावयव हों। ताप से कालसियम कार्बनेट का विच्छेदन विषमावयव क्रम का उदाहरण है।

$$CaCO_3 = CaO + CO_2$$

इस क्रम में दो घन—कालसियम कार्बनेट और कालसियम आक्साइड—हैं और एक गैस—कार्बन डायक्साइड—है। गैस की सक्रिय मात्रा, जैसा ऊपर कहा गया है, उसके घनत्व या दबाव से मापी जा सकती है पर घनों की सक्रिय मात्रा इस प्रकार नहीं मापी जा सकती। गैसों की भाँति घनों का दबाव नहीं मापा जा सकता और इसकी सक्रिय मात्रा भी घनत्व के अनु-

पात में नहीं हो सकती। ऐसी दशा में क्या करना चाहिए? हम लोग जानते हैं कि प्रत्येक तापक्रम पर द्रवों का एक परिमित दबाव होता है। पारद का वाष्प दबाव ३६०° श पर ७६० मम: होता है। साधारण तापक्रम पर भी इसके वाष्प का दबाव होता है पर इसकी मात्रा बहुत अल्प होती है। हिमाङ्क से निम्न तापक्रमों पर भी पारद के वाष्प की उपस्थिति प्रमाणित की जा सकती है। बर्फ़ के वाष्प का भी दबाव होता है। अतः यह सम्भव नहीं मालूम होता कि किसी तापक्रम पर इन घनों के वाष्प का दबाव पूर्णतया लुप्त हो जाय। यह सम्भव है कि उनके वाष्प का दबाव बहुत अल्प हो; इतना अल्प हो कि साधारणतः मापा नहीं जा सके। इससे द्रव पदार्थों की भाँति घन पदार्थों में भी वाष्प-दबाव का होना सिद्ध होता है। अतः घन पदार्थों की सक्रिय मात्रा उनके वाष्प का अणुक समाहरण लिया जा सकता है। किसी विशिष्ट तापक्रम पर यह स्थायी होता है और घन की उपस्थिति में रासायनिक क्रिया होने पर भी इसकी मात्रा में परिवर्तन नहीं होता। इससे हम इस सिद्धान्त पर पहुँचते हैं कि किसी घन की सक्रिय मात्रा स्थायी होती है और उस घन के वाष्प-दबाव के अनुपात में होती है। प्रयोग से यह अनुमान ठीक मालूम होता है। यदि कालसियम कार्बनेट की क्रिया में—

$$CaCO_3 = CaO + CO_2$$

द, द१ और द२ क्रमशः कालसियम कार्बनेट, कालसियम आक्साइड और कार्बन डायक्साइड का साम्य अवस्था में दबाव (या सक्रिय मात्रा) हो तो,

$$\text{स्थि} \times \text{द} = \text{स्थि}_1 \times \text{द}_1 \times \text{द}_2$$

$$\text{या } \text{द}_2 = \frac{\text{स्थि} \times \text{द}}{\text{स्थि}_1 \times \text{द}_1}$$

इस सूत्र में द२ (गैस के दबाव) को छोड़कर अन्य सब स्थायी हैं। किसी विशिष्ट तापक्रम पर कालसियम कार्बनेट और कालसियम आक्साइड की मात्रा कितनी ही क्यों न हो, पर साम्य में कार्बन डायक्साइड का

दबाव परिमित रहता है। कार्बन डायक्साइड के इस विशिष्ट दबाव को कालसियम कार्बनेट का विघटन दबाव कहते हैं। कार्बन डायक्साइड का केवल यही दबाव उस तापक्रम पर केवल कालसियम कार्बनेट या केवल कालसियम आक्साइड या कालसियम कार्बनेट और कालसियम आक्साइड दोनों के साथ साम्य में स्थित रह सकता है। तापक्रम की वृद्धि से विघटन-दबाव की वृद्धि होती है। इस प्रकार विघटन-दबाव और तापक्रम का वक्र—द्रवों के वाष्प-दबाव के वक्र के सदृश—प्राप्त होता है। प्रयोग से उपर्युक्त अनुमान बहुत ठीक मालूम होता है।

प्रवर्त्तन। इक्षुशर्करा को जल के साथ गरम करने से यह बहुत धीरे-धीरे फलशर्करा और द्राक्षशर्करा में परिणत हो जाती है। यह परिवर्तन बहुत धीरे-धीरे होता है, पर होता है अवश्य। यदि इक्षुशर्करा के विलयन को किसी खनिज अम्ल के साथ गरम करें तो यह परिवर्तन बड़ी शीघ्रता से होता है और कुछ ही मिनटों में सारी इक्षुशर्करा फल और द्राक्षशर्कराओं में परिणत हो जाती है। अम्लों की उपस्थिति से परिवर्तन का वेग बहुत अधिक बढ़ जाता है पर परिवर्तन के अन्त में अम्ल में कोई विकार नहीं होता। अम्ल जिस दशा में परिवर्तन के पूर्व था उसी दशा में परिवर्तन के बाद भी रहता है। अम्ल की इस प्रकार की क्रिया को '**प्रवर्त्तन**' कहते हैं और अम्ल स्वयं '**प्रवर्त्तक**' है। प्रवर्त्तक उस पदार्थ को कहते हैं जो किसी रासायनिक क्रिया के वेग की तो वृद्धि करे पर स्वयं क्रिया के अन्त में अविकृत ही रहे।

प्रवर्त्तन बहुत ही सामान्य क्रिया है। ऐसी रासायनिक क्रिया कदाचित् ही पाई जाती है जो बाह्य पदार्थों से न्यूनाधिक प्रभावित न हो। प्रवर्त्तन की क्रिया की तुलना यन्त्रों की स्निग्धीकरण क्रिया के साथ की जा सकती है। प्रवर्त्तक स्वयं क्रिया को सञ्चालित नहीं करता पर जो क्रियाएँ बहुत धीरे-धीरे हो रही हैं उनके वेग की वृद्धि करने में और उनके सुचारु रूप से सञ्चालित होने में वह सहायता करता है। प्रवर्त्तन क्रियाओं की निम्न विशेषताएँ हैं।

(१) क्रिया के अन्त में प्रवर्त्तक अपरिवर्तित रह जाता है। कुछ दशाओं में, विशेषतः कार्बनिक प्रवर्त्तकों में, देखा जाता है कि प्रवर्त्तकों पर

किसी-किसी क्रिया-फल का घातक प्रभाव पड़ता है। इससे वे नष्ट हो जाते या कभी-कभी क्रिया-फल के साथ संयुक्त हो अकर्मण्य हो जाते हैं।

(२) प्रवर्त्तक की अपेक्षाकृत थोड़ी मात्रा से संयोजक पदार्थों की बड़ी मात्रा में रासायनिक क्रियाएँ होती हैं। इसमें भी कुछ अपवाद हैं, जो प्रवर्त्तक क्रिया-फल से नष्ट हो जाते या अकर्मण्य हो जाते हैं उनकी सक्रियता अवश्य ही नष्ट हो जाती है।

(३) क्रिया का वेग प्रवर्त्तक की मात्रा पर निर्भर करता है। यदि प्रवर्त्तक की मात्रा अधिक है तो क्रिया अधिक तीव्रता से और यदि प्रवर्त्तक की मात्रा कम है तो क्रिया न्यूनता से सञ्चालित होती है। यह नियम साधारणतः ठीक मालूम होता है पर हर दशा में यह ठीक नहीं है। इसमें भी कुछ अपवाद हैं।

(४) प्रवर्त्तक क्रिया को आरम्भ नहीं करता। वह केवल क्रिया के वेग की वृद्धि करता है। इस सम्बन्ध में कुछ रसायनज्ञों का मत इससे भिन्न है। उनके मतानुसार प्रवर्त्तक क्रिया को आरम्भ भी कर सकता है।

(५) किसी उत्क्रमणीय क्रिया की साम्य अवस्था को प्रवर्त्तक परिवर्तित नहीं कर सकता अर्थात् वह ऋजु और विपरीत क्रियाओं को एक सा प्रभावित करता है।

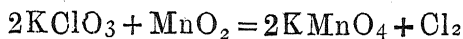
(६) प्रवर्त्तक की क्रियाएँ व्यक्तिगत होती हैं अर्थात् एक पदार्थ एक ही क्रिया के लिए प्रवर्त्तक हो सकता है दूसरी या तीसरी क्रियाओं के लिए नहीं।

प्रवर्त्तक तीन वर्गों में विभक्त हो सकते हैं।

(१) रासायनिक प्रवर्त्तक। ऐसे प्रवर्त्तक अनेक क्रियाओं में योग देते हुए भी अन्त में उसी दशा में पाये जाते हैं जिस दशा में वे क्रिया के पूर्व थे। प्रयोग से यह प्रमाणित किया जा सकता है कि ये प्रवर्त्तक रासायनिक क्रिया में योग देते हैं पर क्रिया के अन्त में वे फिर उसी रूप में पाये जाते हैं, जिस रूप में वे आरम्भ में थे। पोटासियम क्लोरेट को मैंगनीज़ डायक्साइड के साथ गरम करने से निम्न तापक्रम पर ही पोटासियम क्लोरेट विच्छेदित हो जाता है। यहाँ मैंगनीज़ डायक्साइड

की क्रिया इसी वर्ग के प्रवर्त्तक की क्रिया है। यहाँ जो क्रियाएँ होती हैं वे निम्न-लिखित समीकरण से प्रकट होती हैं—

$$2KClO_3 + MnO_2 = 2KMnO_4 + Cl_2$$

$$2KMnO_4 + Cl_2 = 2KCl + 2MnO_2 + 2O_2$$

(२) भौतिक प्रवर्त्तक। तप्त तल, कोलायडल विलयन, सूक्ष्मखण्डित धातु इनके उदाहरण हैं। सूक्ष्मखण्डित प्लाटिनम की सहायता से सल्फ़र डायक्साइड वायु के आक्सिजन से सल्फ़र ट्रायक्साइड में परिणत हो जाता है।

(३) दोनों रासायनिक और भौतिक प्रवर्त्तक। अनेक सूक्ष्मखण्डित धातु इस वर्ग के मालूम होते हैं। सूक्ष्मखण्डित निकेल अनेक लध्वीकारक और आक्सीकारक क्रियाओं में प्रवर्त्तक होता है। इसकी भौतिक अवस्था का प्रभाव अवश्य पड़ता है पर इसके साथ-साथ इसमें रासायनिक क्रिया का होना भी निश्चित मालूम होता है।

कुछ महत्वपूर्ण प्रवर्त्तकों का वर्णन

जल। बेकर ने जो प्रयेाग रासायनिक क्रियाओं में जल के येाग पर किये हैं उनसे निर्विवाद सिद्ध होता है कि प्रवर्त्तकों में जल का स्थान सर्वोपरि है। बहुत अधिक क्रियाएँ जल के अभाव में सञ्चालित नहीं हो सकतीं। बिलकुल शुष्क सोडियम और बिलकुल शुष्क क्लोरीन के बीच गरम करने से भी कोई क्रिया नहीं होती। पूर्ण रूप से शुष्क कार्बन मनाक्साइड और पूर्ण रूप से शुष्क आक्सिजन में विद्युत्स्फुलिंग से भी कार्बन डायक्साइड नहीं बनता। पर यदि इसमें जल का लेश प्रविष्ट कराया जाय तो वे विस्फोटन के साथ संयुक्त होते हैं। इसी प्रकार पूर्णतया शुष्क अमोनियम क्लोराइड का वाष्प विघटित नहीं होता। पूर्णतया शुष्क आक्सिजन और हाइड्रोजन में विद्युत्स्फुलिंग से जल नहीं बनता। इस प्रकार की अनेक क्रियाएँ हैं जो जल के अभाव में तो सञ्चालित नहीं होतीं पर उसके लेश मात्र से सञ्चालित हो जाती हैं।

खनिज अम्ल और क्षार। अनेक क्रियाएँ, विशेषतः कार्बनिक रसायन में जल-विच्छेदन की, अम्लों या क्षारों की उपस्थिति में बड़ी शीघ्रता से होती हैं। ऊपर शर्करा के जल-विच्छेदन का उल्लेख हो चुका है। केवल जल से शर्करा बहुत धीरे-धीरे जल-विच्छेदित होती है पर अम्लों से बड़ी शीघ्रता से होती है। इसी प्रकार एस्टर भी अम्ल या क्षारों से शीघ्रता से जल-विच्छेदित हो जाते हैं। तैल केवल जल के संसर्ग से बहुत धीरे-धीरे जल-विच्छेदित होता पर अम्ल, क्षार या कॉर्बनिक प्रवर्त्तक लायपेज़ की उपस्थिति में शीघ्रता से जल-विच्छेदित हो जाता है। इसी प्रकार अनेक उदाहरण दिये जा सकते हैं।

सूक्ष्मखण्डित प्लाटिनम। सूक्ष्मखण्डित प्लाटिनम अनेक पदार्थों को विच्छेदित करता है और अनेक पदार्थों को संयुक्त भी करता है। इसके संसर्ग से हाइड्रोजन पेराक्साइड जल और आक्सिजन में विच्छेदित हो जाता है। इसके संसर्ग से सल्फ़र डायक्साइड और आक्सिजन सल्फ़र ट्रायक्साइड में परिणत हो जाते हैं। सूक्ष्मखण्डित प्लाटिनम के स्थान में स्पंजी प्लाटिनम अथवा प्लाटिनम-युक्त आस्बेस्टस भी प्रयुक्त हो सकते हैं। स्पर्श-विधि से गन्धकाम्ल के निर्माण में ये प्रयुक्त होते हैं।

सूक्ष्मखण्डित निकेल। सूक्ष्मखण्डित निकेल का प्रयोग आजकल बहुत अधिक बढ़ रहा है। निकेल आक्साइड को हाइड्रोजन के प्रवाह में ३००° श पर गरम करने से यह बहुत ही सूक्ष्मखण्डित अवस्था में प्राप्त होता है। कभी-कभी निकेल को झाँवा अथवा आस्बेस्टस सदृश माध्यम में निक्षिप्त कर प्रयोग करते हैं। यह प्रधानतः कार्बनिक रसायन में लघ्वीकरण और आक्सीकरण के लिए प्रयुक्त होता है। इसकी उपस्थिति में २००°श पर कार्बन मनाक्साइड और ३००° श पर कार्बन डायक्साइड लघ्वीकृत हो जाते हैं। अनेक कार्बनिक पदार्थ, जो साधारणतः हाइड्रोजन के ग्रहण करने में असमर्थ होते हैं, इसकी उपस्थिति में हाइड्रोजन को ग्रहण कर लेते हैं। ऐसी ही क्रिया तैल अथवा चर्बी का हाइड्रोजनीकरण है। इस हाइड्रोजनीकरण से तैल या चर्बी

कृत्रिम घी में परिणत हो जाती है। वानस्पतिक घी और कोकोजेम इसी प्रकार से तैयार तैल के पदार्थ हैं।

उपर्युक्त पदार्थों के अतिरिक्त और भी अनेक पदार्थ हैं जो प्रवर्त्तक के रूप में प्रयुक्त होते हैं।

प्रश्न

१—रासायनिक क्रियाएँ जिन-जिन कारणों से प्रभावित होती हैं उनका संक्षेप में उदाहरण के साथ वर्णन करो।

२—(१) दबाव के और (२) तापक्रम के परिवर्तन से रासायनिक क्रियाओं में जो परिवर्तन होते हैं उनका वर्णन करो।

३—गुल्डबर्ग और वागे का 'मात्रा क्रिया का नियम' क्या है ?

४—किसी स्थिर तापक्रम पर नाइट्रोजन पेराक्साइड के विघटन की, मात्रा क्रिया के नियम से, कैसे व्याख्या करोगे ?

५—प्रवर्त्तन क्या है ? प्रवर्त्तन क्रिया की क्या विशेषताएँ हैं ? कुछ प्रमुख प्रवर्त्तकों का वर्णन करो।

परिच्छेद ६

ताप-रसायन

रासायनिक परिवर्तन के साथ-साथ ताप का भी परिवर्तन अवश्य होता है। जब कोई तत्त्व आक्सिजन या गन्धक वाष्प या क्लोरीन में जलता है तब ताप प्रक्षिप्त होता है। जो रासायनिक क्रियाएँ तीव्रता से होती हैं, उनमें पर्याप्त मात्रा में ताप का क्षेपण होता है। जो रासायनिक क्रियाएँ मन्दता से होती हैं उनमें ताप का क्षेपण अपेक्षाकृत कम होता है। कुछ रासायनिक क्रियाओं में ताप के क्षेपण के स्थान में ताप का शोषण होता है कुछ विशेष रासायनिक क्रियाओं में सम्भव है कि ताप का न तो क्षेपण होता हो और न शोषण ही; पर ऐसी क्रियाएँ बहुत ही कम हैं और प्रधानतः प्रकाशसमावयवों के परस्पर परिवर्तन में ही परिमित हैं।

एक समय रासायनिक क्रिया की तीव्रता और ताप के क्षेपण के बीच घनिष्ठ सम्बन्ध का होना समझा जाता था और ताप-क्षेपण के माप से पदार्थों के बीच रासायनिक प्रीति का अन्दाज़ा लगाया जाता था। पर इस सम्बन्ध में जो बातें मालूम थीं उन सबकी व्याख्या इस विचार की दृष्टि से नहीं हो सकती थी। अतः इस विचार को पीछे छोड़ देना पड़ा। यदि ताप का क्षेपण रासायनिक प्रीति का माप माना जा सके तो जिन पदार्थों के बीच ताप के शोषण के साथ-साथ रासायनिक संयोग होता है उनकी व्याख्या क्या की जा सकती है? अवश्य ही रासायनिक संयोग होते हुए पदार्थों के बीच ऋणात्मक रासायनिक प्रीति का होना समझ में नहीं आता।

रासायनिक परिवर्तन में ताप की जो मात्रा निकलती है वह साधारण अवस्था में बिलकुल परिमित होती है। इस ताप की मात्रा को सरलता से

माप सकते हैं। इस नियम को 'शक्ति के संरक्षण का नियम' कहते हैं। इस नियम की परिभाषा इस प्रकार की जा सकती है—

'किसी विशिष्ट अवस्था में किसी रासायनिक परिवर्तन में ताप की जो मात्रा प्रक्षिप्त या शोषित होती है वह पदार्थों की एक निश्चित मात्रा के लिए एक ही होती है।' संयोजक पदार्थों की मात्रा के परिवर्तन से ताप की मात्रा में भी तदनुकूल परिवर्तन होता है। एक ग्राम यशद को गन्धकाम्ल में घुलाने से एक ही अवस्था में ताप की एक ही मात्रा प्रक्षिप्त होती है। यदि क्रिया की अवस्था में परिवर्तन हो तो प्रक्षिप्त ताप की मात्रा में भी अवश्य परिवर्तन होगा। गन्धकाम्ल के विभिन्न समाहरण से यशद की क्रिया विभिन्न होती है। यदि गन्धकाम्ल समाहृत है तो इस क्रिया में प्रधानतः ज़िंक सल्फेट, हाइड्रोजन सल्फाइड और सल्फर डायक्साइड बनते हैं। यदि गन्धकाम्ल तनु है तो केवल ज़िंक सल्फेट और हाइड्रोजन बनते हैं। ये दोनों क्रियाएँ बिलकुल भिन्न हैं। इस कारण यशद की एक ही मात्रा से भिन्न-भिन्न परिमाण में इन दोनों क्रियाओं में ताप का क्षेपण होता है। तापक्रम की विभिन्नता से भी ताप के क्षेपण में पार्थक्य हो सकता है। यदि ये विभिन्नताएँ न हों तो उनमें कोई भेद नहीं होता। जब ८ ग्राम आक्सिजन एक ग्राम हाइड्रोजन के साथ संयुक्त हो जल बनता है तब ३४१८० कलारी ताप निकलता है। जब १६ ग्राम आक्सिजन २ ग्राम हाइड्रोजन से संयुक्त हो पूर्व की अवस्था में ही जल बनता है तो ६८३६० कलारी ताप निकलता है।

ताप-रासायनिक सङ्केत। जब ए, बी और सी पदार्थों के बीच रासायनिक क्रिया होती है और इसमें जो ताप निकलता है उसे निम्न समीकरण के द्वारा प्रकट करते हैं।

$$A + B + C = ABC \pm \text{कलारी}$$

बराबर के चिह्न (=) के पूर्व धन चिह्न के बीच उन पदार्थों के सङ्केतों को लिखते हैं जिनके बीच रासायनिक क्रिया होती है। बराबर चिह्न के बाद उन

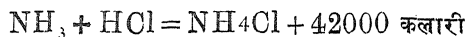
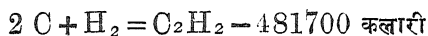
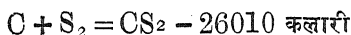
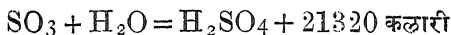
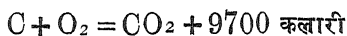
पदार्थों के सङ्केतों को लिखते हैं जो उस क्रिया से बनते हैं और उसके बाद धन या ऋण चिह्न लिखकर ताप की मात्रा को लिखते हैं जो उस क्रिया में प्रक्षिप्त या शोषित होती है। यदि क्रिया में ताप का क्षेपण होता है तो धन चिह्न लिखते हैं और यदि ताप का शोषण होता है तो ऋण चिह्न लिखते हैं। निम्न-लिखित उदाहरणों से यह स्पष्ट हो जायगा—

$$C + O_2 = CO_2 + 9700$$ कलारी

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4 + 21320$$ कलारी

$$C + S_2 = CS_2 - 26010$$ कलारी

$$2\,C + H_2 = C_2H_2 - 481700$$ कलारी

$$NH_3 + HCl = NH_4Cl + 42000$$ कलारी

यहाँ यह जानना भी आवश्यक होता है कि पदार्थों की भौतिक अवस्थाएँ क्या हैं, क्योंकि एक अवस्था से दूसरी अवस्था में परिणत होने में ताप का क्षेपण या शोषण अवश्य होता है।

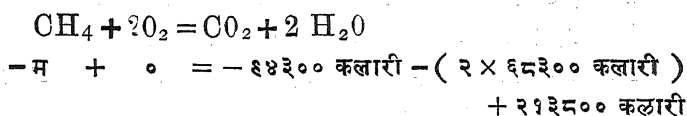
उत्पादन ताप। तत्त्वों से यौगिकों के बनने में ताप का जो क्षेपण या शोषण होता है उसे **उत्पादन ताप** कहते हैं। उत्पादन ताप वस्तुतः ताप की उस मात्रा को कहते हैं जो तत्त्वों से यौगिक के एक अणु के बनाने में प्रक्षिप्त या शोषित होती है। कार्बन डायक्साइड का उत्पादन ताप ९७००० कलारी है। कार्बन डाइ-सल्फ़ाइड का उत्पादन ताप –२६०१० कलारी है। ऐसिटिलीन का उत्पादन ताप –४८१७० कलारी है।

कुछ यौगिकों का उत्पादन ताप धनात्मक और कुछ यौगिकों का ऋणात्मक होता है। जिन यौगिकों का उत्पादन ताप धनात्मक होता है, उन्हें ताप-क्षेपक और जिन यौगिकों का उत्पादन ताप ऋणात्मक होता है उन्हें ताप-शोषक कहते हैं। अधिकांश यौगिक ताप-क्षेपक होते हैं। अपेक्षाकृत ताप-शोषक यौगिकों की संख्या बहुत थोड़ी है। ताप-शोषक यौगिकों का प्राप्त करना साधारणतः परोक्ष रीति से ही होता है। ऐसे यौगिक कम स्थायी होते हैं और वे थोड़े ताप अथवा आघात से ही विच्छेदित हो जाते हैं। बहुधा

ऐसे यौगिकों का विच्छेदन विस्फोटन के साथ होता है। ताप-शोषक यौगिक उच्च तापक्रम पर ही बनते हैं।

दहन ताप। कार्बन के यौगिकों के सम्बन्ध में हम लोग साधारणतः उत्पादन ताप का विचार नहीं करते वरन् दहन ताप का ही विचार करते हैं। क्योंकि दहन ताप अधिक महत्त्व का है और सरलता से निर्धारित हो सकता है। किसी पदार्थ के एक ग्राम-अणु के पूर्ण रूप से आक्सीकृत होने पर ताप की जो मात्रा प्रक्षिप्त होती है उसे दहन ताप कहते हैं। दहन ताप से उत्पादन ताप सरलता से निकाला जा सकता है। मिथेन का दहन ताप २१३८०० कलारी है। यह आक्सीकृत होकर जल और कार्बन डायक्साइड बनता है। कार्बन के हीरे के रूपान्तर से कार्बन डायक्साइड का उत्पादन ताप ९४३०० कलारी है और जल का उत्पादन ताप ६८३०० कलारी है। अतः मिथेन का उत्पादन ताप म इस प्रकार निकलता है—

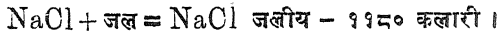
$$CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2\ H_2O$$

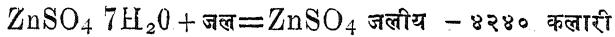
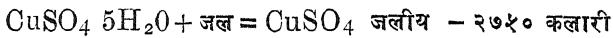
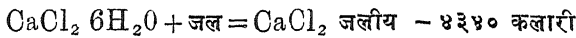
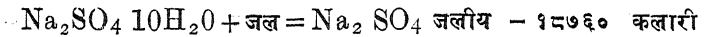
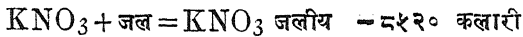
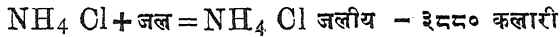
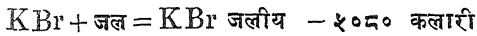
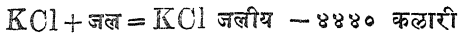
$$-\text{म} + ० = -९४३०० \text{ कलारी} - (२ \times ६८३०० \text{ कलारी}) + २१३८०० \text{ कलारी}$$

$$\therefore \text{म} = १७\ १०० \text{ कलारी}$$

इससे स्पष्टतया विदित होता है कि मिथेन के दहन से जो ताप निकलता है वह कार्बन और हाइड्रोजन के अलग-अलग जलने से जो ताप निकलता है उससे कम होता है।

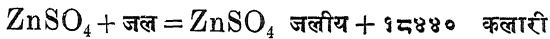
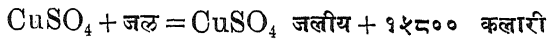
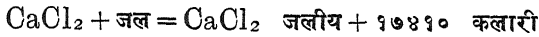
विलयन ताप। जब कोई पदार्थ एक अवस्था से दूसरी अवस्था में परिणत होता है तब उसमें ताप का परिवर्तन होता है। घन अवस्था से द्रव अवस्था में परिणत होने पर ताप का शोषण होता है। इसके प्रतिकूल द्रव अवस्था से घन अवस्था में परिणत होने पर ताप का क्षेपण होता है। जब कोई पदार्थ जल में घुलता है तब इसके कण सारे जल में फैल जाते हैं। यहाँ ताप का परिवर्तन प्रायः ऐसा ही होता है जैसा घन अवस्था से द्रव अवस्था में परिणत होने पर होता है। कुछ लवण जब जल में घुलते हैं

तब विलयन का तापक्रम घट जाता है, अर्थात् ताप का शोषण होता है। किसी लवण के एक ग्राम-अणु के जल के आधिक्य में घुलने से जितने ताप का शोषण होता है उसे जल में उस विलयन का विलयन ताप कहते हैं। एक ग्राम-अणु नमक को जल के आधिक्य में घुलने से ११८० कलारी ताप शोषित होता है। अतः जल में नमक का विलयन ताप – ११८० कलारी हुआ। समीकरण के द्वारा इसे इस प्रकार प्रकट करते हैं—

$NaCl$ + जल = $NaCl$ जलीय – ११८० कलारी।

अधिकांश लवणों के विलयन तापऋणात्मक होते हैं अर्थात् उनके घुलने से ताप का शोषण होता है।

KCl + जल = KCl जलीय – ४४४० कलारी
KBr + जल = KBr जलीय – ५०८० कलारी
NH_4Cl + जल = NH_4Cl जलीय – ३८८० कलारी
KNO_3 + जल = KNO_3 जलीय – ८५२० कलारी
$Na_2SO_4 \, 10H_20$ + जल = Na_2SO_4 जलीय – १८७६० कलारी
$CaCl_2 \, 6H_20$ + जल = $CaCl_2$ जलीय – ४३४० कलारी
$CuSO_4 \, 5H_20$ + जल = $CuSO_4$ जलीय – २७५० कलारी
$ZnSO_4 \, 7H_20$ + जल = $ZnSO_4$ जलीय – ४२४० कलारी

अनेक यौगिक ऐसे हैं जिनके घुलने से ताप के शोषण के स्थान में ताप का क्षेपण होता है। इस ताप के क्षेपण का कारण जल और लवणों के बीच रासायनिक क्रिया का होना है जिससे ताप प्रक्षिप्त होता है। वस्तुतः यहाँ दो क्रियाएँ होती हैं। एक क्रिया में लवण के कण जल में घुलकर चारों ओर फैल जाते हैं जिससे ताप का शोषण होता है। दूसरी क्रिया में लवण का जल के साथ रासायनिक संयोग होता है जिससे ताप का क्षेपण होता है। यदि पहली क्रिया के ताप शोषण की अपेक्षा दूसरी क्रिया में ताप का क्षेपण अधिक होता है तो ऐसे व्यापार में दोनों क्रियाओं का फल-स्वरूप ताप का क्षेपण ही होता है।

ऊपर कुछ ऐसे लवण दिये गये हैं जिनमें मणिभीकरण का जल नहीं होता और कुछ ऐसे हैं जिनमें मणिभीकरण का जल होता है। जो लवण जल के साथ यौगिक (हाइड्रेटेड लवण) बनने में समर्थ होते हैं उनके घुलाने से ताप का क्षेपण होता है।

Na_2SO_4 + जल = Na_2SO_4 जलीय + ४६० कलारी
$CaCl_2$ + जल = $CaCl_2$ जलीय + १७४१० कलारी
$CuSO_4$ + जल = $CuSO_4$ जलीय + १५८०० कलारी
$ZnSO_4$ + जल = $ZnSO_4$ जलीय + १८४४० कलारी

विलयन में किसी यौगिक का उत्पादन ताप निम्न दो तापों का योग होता है—

(१) तत्त्वों से उस यौगिक के एक ग्राम-अणु का उत्पादन ताप और

(२) उस यौगिक के एक ग्राम-अणु का जल में विलयन ताप। विलयन में हाइड्रोजन ब्रोमाइड का उत्पादन ताप ६४००० कलारी है।

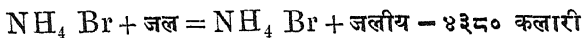
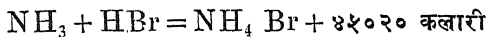
H_2 + Br_2 + जल = 2 HBr जलीय + ६४००० कलारी

इसमें हाइड्रोजन ब्रोमाइड के दो ग्राम-अणु का विलयन ताप १९९०० × २ = ३९८०० कलारी और शेष २४००० कलारी, २ ग्राम हाइड्रोजन का १६० ग्राम ब्रोमीन के साथ, उत्पादन ताप है।

हेस का नियम। ताप-रसायन में हेस का नियम महत्त्व का नियम है। **"एक रासायनिक क्रम के किसी दूसरे रासायनिक क्रम में परिणत होने पर, माध्यम क्रियाओं के विभिन्न होने पर भी, ताप के क्षेपण या शोषण की मात्रा एक ही रहती है।"**

अमोनियम ब्रोमाइड का विलयन दो रीतियों से प्राप्त हो सकता है।

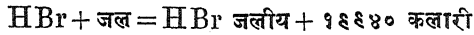
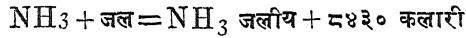
(१) गैसीय अमोनिया और गैसीय हाइड्रोजन ब्रोमाइड के संयोग से अमोनियम ब्रोमाइड प्राप्त होता है और इसे जल में घुलाने से अमोनियम ब्रोमाइड का विलयन प्राप्त होता है।

NH_3 + HBr = NH_4 Br + ४५०२० कलारी
NH_4 Br + जल = NH_4 Br + जलीय − ४३८० कलारी

अतः अमोनिया और हाइड्रोजन ब्रोमाइड से अमोनियम ब्रोमाइड के विलयन बनने में ४९०२० — ४३८० = ४०६४० कलारी ताप निकलता है।

(२) अमोनिया गैस और हाइड्रोजन ब्रोमाइड को पहले जल में घुला-कर उनका विलयन प्राप्त कर विलयन मिलाने से अमोनियम ब्रोमाइड का विलयन प्राप्त होता है।

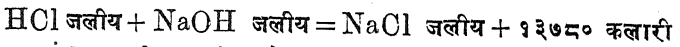
NH_3 + जल = NH_3 जलीय + ८४३० कलारी

HBr + जल = HBr जलीय + १९९४० कलारी

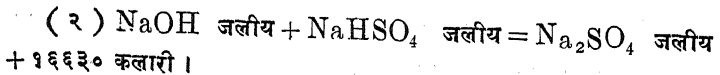
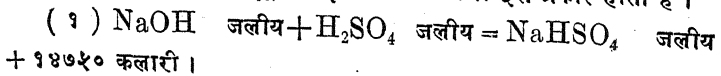
NH_3 जलीय + HBr जलीय = NH_4Br जलीय + १२२७० कलारी

अतः अमोनियम ब्रोमाइड के विलयन के बनने में यहाँ ८४३० + १९९४० + १२२७० कलारी = ४०६४० कलारी ताप निकलता है।

उपर्युक्त दोनों दशाओं में ताप की मात्रा एक ही है।

निराकरण का ताप। अम्लों को भस्मों से निराकरण करने में ताप का यथेष्ट क्षेपण होता है। अम्लों को भस्मों से निराकरण में लवण (यदि विलेय है) के एक ग्राम-अणु से जो ताप निकलता है उसे निराकरण का ताप कहते हैं।

HCl जलीय + $NaOH$ जलीय = $NaCl$ जलीय + १३७८० कलारी

इस समीकरण से प्रकट होता है हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के एक ग्राम-अणु को घोलकर सोडियम हाइड्राक्साइड के एक ग्राम-अणु के विलयन में डालने से १३७८० कलारी ताप निकलता है। यदि अम्ल की भस्मिकता एक से अधिक है तो निराकरण के प्रत्येक क्रम में ताप की एक विशिष्ट मात्रा निकलती है। गन्धकाम्ल और सोडियम हाइड्राक्साइड के बीच क्रिया इस प्रकार होती है।

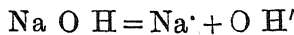
(१) $NaOH$ जलीय + H_2SO_4 जलीय = $NaHSO_4$ जलीय + १४७५० कलारी।

(२) $NaOH$ जलीय + $NaHSO_4$ जलीय = Na_2SO_4 जलीय + १६६३० कलारी।

इन दोनों निराकरणों से स्पष्टतया ज्ञात होता है कि इन दोनों क्रियाओं में ताप की एक ही मात्रा नहीं वरन् भिन्न-भिन्न मात्राएँ निकलती हैं।

साधारणतः भिन्न-भिन्न क्रमों के निराकरण के ताप की मात्राएँ भिन्न-भिन्न होती हैं।

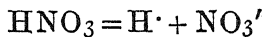
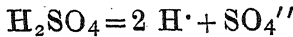
हेस के निराकरण के ताप का नियम। टैामसन और बर्थेलो ने देखा कि किसी प्रबल एक-भास्मिक अम्ल के किसी प्रबल भस्म से निराकरण करने में निराकरण के ताप की एक ही मात्रा प्राप्त होती है। बहुत समय तक इसकी ठीक-ठीक व्याख्या नहीं की जा सकी। आयोनिक सिद्धान्त के प्रादुर्भाव के बाद मालूम हुआ कि प्रबल अम्लों और प्रबल भस्मों के विलयन में उनके केवल आयन विद्यमान रहते हैं। पोटासियम हाइड्राक्साइड के विलयन में पोटासियम $K^{\cdot}$ और हाइड्राक्सील OH' आयन विद्यमान रहते हैं। सोडियम हाइड्राक्साइड के विलयन में सोडियम $Na^{\cdot}$ और हाइड्राक्सील OH' आयन विद्यमान रहते हैं।

$$KOH = K^{\cdot} + OH'$$

$$NaOH = Na^{\cdot} + OH'$$

इसी प्रकार हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के विलयन में हाइड्रोजन $H^{\cdot}$ और क्लोरीन Cl' आयन विद्यमान रहते हैं। गन्धकाम्ल के विलयन में हाइड्रोजन $H^{\cdot}$ और सल्फेट SO_4'' आयन और नाइट्रिक अम्ल के विलयन में हाइड्रोजन $H^{\cdot}$ और नाइट्रेट NO_3' आयन विद्यमान रहते हैं।

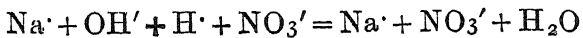
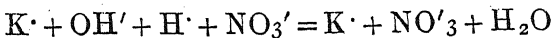
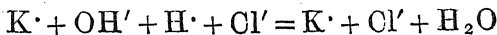
$$HCl = H^{\cdot} + Cl'$$

$$H_2SO_4 = 2\,H^{\cdot} + SO_4''$$

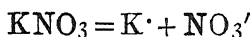
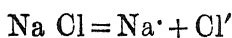
$$HNO_3 = H^{\cdot} + NO_3'$$

इन चारों और अम्लों के बीच क्रियाएँ निम्न समीकरणों के अनुसार होती हैं।

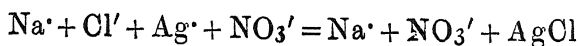
$$K^{\cdot} + OH' + H^{\cdot} + Cl' = K^{\cdot} + Cl' + H_2O$$

$$K^{\cdot} + OH' + H^{\cdot} + NO_3' = K^{\cdot} + NO'_3 + H_2O$$

$$Na^{\cdot} + OH' + H^{\cdot} + NO_3' = Na^{\cdot} + NO_3' + H_2O$$

उपर्युक्त क्रियाओं में वस्तुतः केवल हाइड्रोजन आयन $H^{\cdot}$ और हाइड्राक्सील आयन HO' के बीच क्रिया होकर अविघटित या अ-आयोनिकृत जल बनता है। किसी भी प्रबल क्षार और प्रबल अम्ल के बीच क्रिया होने से केवल अ-आयोनिकृत जल बनने से इन क्रियाओं में ताप की एक ही मात्रा निकलती है।

दो उदासीन लवणों के विलयन के परस्पर मिलाने से यदि अवक्षेपण नहीं होता है तो इस क्रिया में ताप का कोई परिवर्तन नहीं होता। इसी को हेस के निराकरण के ताप का नियम कहते हैं। ऐसा होने का कारण यह है कि लवण जल में आयनों में विच्छेदित हो जाते हैं। सोडियम क्लोराइड के विलयन में सोडियम आयन $Na^{\cdot}$ और क्लोरीन आयन Cl' रहते हैं। पोटासियम नाइट्रेट के विलयन में पोटासियम आयन $K^{\cdot}$ और नाइट्रेट आयन NO_3' रहते हैं।

$$NaCl = Na^{\cdot} + Cl'$$
$$KNO_3 = K^{\cdot} + NO_3'$$

इन दोनों लवणों के विलयन को मिलाने से वस्तुतः कोई परिवर्तन नहीं होता। सोडियम, पोटासियम, क्लोरीन और नाइट्रेट आयन ज्यों के त्यों विलयन में विद्यमान रहते हैं। इसके विपरीत यदि इन आयनों से कोई अविलेय यौगिक बनता है तो हेस का नियम लागू नहीं होता।

$$Na^{\cdot} + Cl' + Ag^{\cdot} + NO_3' = Na^{\cdot} + NO_3' + AgCl$$

यहाँ सोडियम क्लोराइड के विलयन में सोडियम और क्लोरीन आयन विद्यमान हैं और सिल्वर नाइट्रेट के विलयन में सिल्वर और नाइट्रेट आयन। इन दोनों विलयनों के मिलाने से सिल्वर क्लोराइड अ-आयोनिकृत और अविलेय होने के कारण घन रूप में अवक्षिप्त हो जाता है। अतः इस दशा में हेस का नियम ठीक नहीं होता। हेस का नियम केवल बहुत तनु विलयन में ही ठीक होता है क्योंकि समाहृत विलयन में लवण विलेय होने पर भी पूर्ण रूप से आयनों में विघटित नहीं होते हैं।

प्रश्न

१—ताप-क्षेपक और ताप-शोषक यौगिक क्या हैं ? शक्ति के संरक्षण का नियम क्या है ?

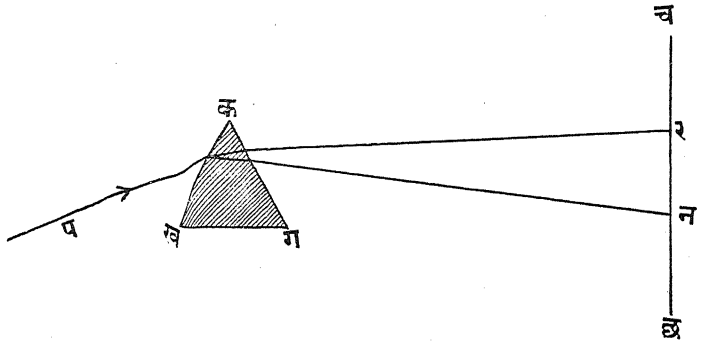
२—'उत्पादन ताप', 'दहन ताप', 'विलायन ताप' और 'निराकरण ताप' किसे कहते हैं ?

३—हेस का नियम क्या है ? उदाहरण के साथ उसे समझाओ।

४—ताप-रसायन के विषय पर एक छोटा प्रबन्ध लिखो।

परिच्छेद १०

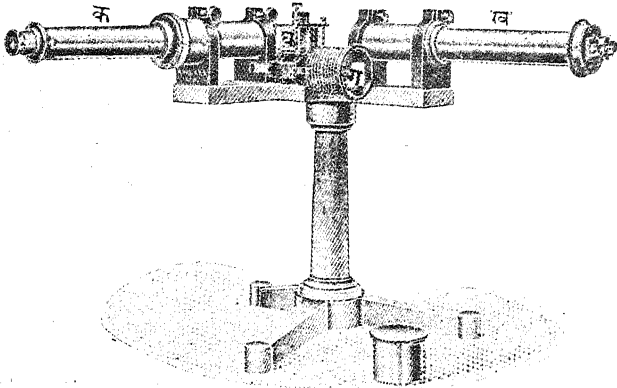
वर्णपट-विश्लेषण

वर्णपटदर्शक। यदि सूर्य के श्वेत प्रकाश का एक पतला किरण प किसी पारदर्शक समपार्श्व क ख ग के द्वारा प्रवेश कर किसी पर्दे च छ पर पड़े तो उस पर्दे पर भिन्न-भिन्न रङ्ग न र देख पड़ेंगे। इन रङ्गों में एक छोर पर नील-लोहित वर्ण और दूसरे छोर पर रक्त वर्ण देख पड़ेगा। इन दोनों

चित्र ७

वर्णों के बीच में भिन्न-भिन्न वर्ण देख पड़ेंगे। इन वर्णों की श्रेणी को **वर्णपट** कहते हैं। वर्णपट के प्राप्त होने का कारण यह है कि सूर्य्य का श्वेत प्रकाश भिन्न-भिन्न वर्णों के किरणों से बना होता है। इन किरणों का वर्त्तन भिन्न-भिन्न कोटि का होता है। रक्त किरणों का वर्त्तन सबसे कम और नील-लोहित किरण का सबसे अधिक होता है।

जिस यन्त्र के द्वारा वर्णपट प्राप्त होता है उसे वर्णपटदर्शक कहते हैं। इसके निम्न-लिखित खण्ड होते हैं—

(१) इसमें काँच का एक समपार्श्व ग होता है अथवा काँच के अनेक श्रेणीबद्ध समपार्श्व होते हैं। यह लोहे के एक दृढ़ स्तम्भ पर स्थित होता है।

चित्र ८

(२) इसमें एक नली ख होती है जिसमें एक सँकरी झिरी होती है। इस नली को कौलिमेटर नली कहते हैं। सँकरी झिरी के द्वारा प्रकाश-किरण प्रविष्ट होता है।

(३) इसमें एक सूक्ष्मदर्शक क होता है जिस पर समपार्श्व के द्वारा प्रकाश-किरण प्रविष्ट होकर पड़ता है और आँखों में पहुँचने के पहले परिवर्धित हो जाता है।

(४) इसमें नली के अन्दर एक स्केल होता है जो एक छोटी ज्वाला से प्रकाशित होता है और प्रकाश के किरणों के आपेक्षिक स्थान के निर्धारित करने में सहायता करता है।

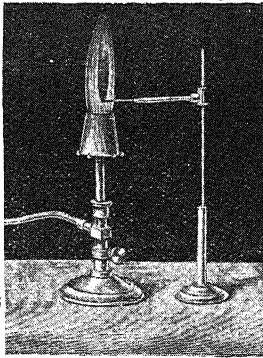
जब दो वर्णपटों को साथ-साथ निरीक्षण करना होता है ताकि उनकी रेखाओं के स्थान की तुलना की जा सके तब झिरी के अर्ध भाग पर एक छोटा समपार्श्व रख दिया जाता है। इससे प्रकाश के दूसरे उद्गम से

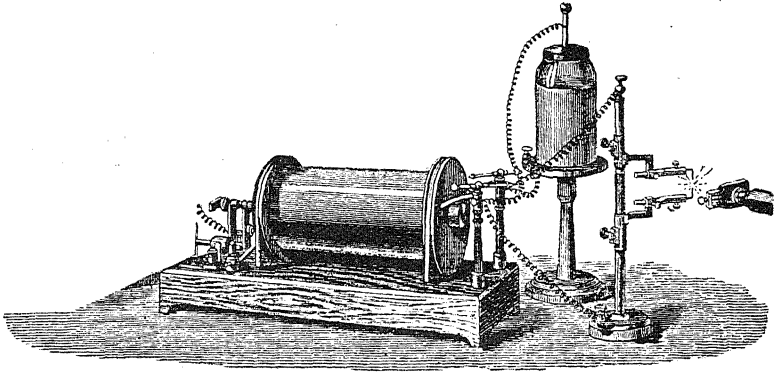
किरण आभ्यन्तर परावर्त्तन से कौलिमेटर में उपस्थित हो सकते हैं। इसका परिणाम यह होता है कि दो वर्णपट—एक दृष्टिक्षेत्र के ऊपरी भाग पर और दूसरा दृष्टिक्षेत्र के निचले भाग पर—बनते हैं।

अधिक यथार्थ मापन के लिए वर्णपटदर्शक में प्रकाशित स्केल के स्थान में सूक्ष्मदर्शक होता है जो एक विभाजित मण्डल पर भ्रमण कर सकता है। इससे भिन्न-भिन्न रेखाओं के कोणीय वर्ण-विश्लेषण मापे जा सकते हैं।

एक समपार्श्व के स्थान में अनेक समपार्श्व के प्रयोग से रेखाएँ अधिक पृथक्-पृथक् और अधिक विक्षिप्त हो जाती हैं पर ऐसे यन्त्र में प्रकाश बहुत दुर्बल हो जाता है। अतः ऐसे यन्त्र में अति तीव्र प्रकाश से ही काम चल सकता है।

वर्णपट प्राप्त करने की विधियाँ। किसी रासायनिक यौगिक का वर्णपट प्राप्त करने के लिए यह आवश्यक है कि तापदीप्त अवस्था में उससे जो प्रकाश निकले उसकी परीक्षा की जा सके। यौगिकों के घन या द्रव या गैसीय होने से भिन्न-भिन्न विधियों का अनुसरण करना पड़ता है।

ज्वाला-वर्णपट। यदि कोई पदार्थ, जैसे धातुओं के लवण इत्यादि, कुछ भी वाष्पशील है तो उसे एक प्लाटिनम तार पर रखकर बुंसेन ज्वालक के प्रकाशहीन भाग में रखते हैं। इससे लवण वाष्प में परिणत हो जाता है और बुंसेन की ज्वाला लवण के लक्षक रङ्ग की हो जाती है। इस रीति से प्राप्त सवर्ण ज्वाला को वर्णपटदर्शक से परीक्षा करने से उस लवण का विशिष्ट वर्णपट प्राप्त होता है। अनेक लवण बुंसेन ज्वाला में चमकीली रेखा-युक्त वर्णपट नहीं उत्पन्न करते। ऐसे लवणों के लिए आक्सी-हाइड्रोजन ज्वाला प्रयुक्त हो सकती है।

चित्र ६

आर्क और स्फुलिंग वर्णपट । यदि धातु के सदृश पदार्थ प्रकाश-रहित बुंसेन ज्वाला के तापक्रम पर अवाष्पशील हैं तो उन्हें प्रबल विद्युत्

चित्र १०

स्फुलिंग या विद्युत् आर्क की सहायता से वाष्प में परिणत कर सकते हैं। इसके लिए जैसा प्रबन्ध करना होता है उसका चित्र यहाँ दिया हुआ है।

जिस धातु का वर्णपट प्राप्त करना होता है उसका विद्युत्द्वार बनाकर दोनों विद्युत्द्वारों के बीच प्रबल और तीव्र स्फुलिंग उत्पन्न करते हैं। इससे विद्युत्द्वारों की धातु का चमकीली रेखा-युक्त वर्णपट प्राप्त होता है। धातु के वर्णपट के साथ-साथ वायु की गैसों का वर्णपट भी यहाँ प्राप्त होता है। एक दूसरी विधि से भी ऐसा वर्णपट प्राप्त हो सकता है। जिस धातु का वर्णपट प्राप्त करना होता है उस धातु के शुद्ध यौगिक के विलयन में सुषिर शुद्ध कार्बन की दंडिका को डुबाकर कार्बन के सूच्याकार विद्युत्द्वारों के बीच स्फुलिंग उत्पन्न करते हैं। जिन धातुओं की अधिक मात्रा विद्युत् द्वारों के बनाने के लिए प्राप्त नहीं हो सकती उनके लिए यह विधि अधिक उपयोगी है।

आर्क वर्णपट के लिए कार्बन विद्युत्द्वारों के बीच आर्क उत्पन्न करते हैं और जिस वस्तु की परीक्षा करनी होती है उसे धन विद्युत्द्वार पर रखते हैं।

धातुओं की परीक्षा करने में इन धातुओं के विद्युत्द्वारों के बीच भी आर्क उत्पन्न करते हैं।

जब गैसों का वर्णपट प्राप्त करना होता है तब उनमें विद्युत् विसर्ग से उन्हें प्रदीप्त कर उनसे निकले प्रकाश के किरण से वर्णपट प्राप्त करते हैं। विद्युत् विसर्ग या स्फुलिंग का वर्ण गैसों की प्रकृति पर निर्भर करता है। इस वर्ण के वर्णपटदर्शक की परीक्षा से उस गैस का लक्षक वर्णपट प्राप्त होता है। न्यून दबाव पर गैसों का वर्णपट गीज़लर की नलियों से प्राप्त होता है। इन नलियों में गैसों को उच्च कोटि की विरलता में रखते हैं। इनमें प्लाटिनम अथवा अलुमिनियम के तार पिघलाकर जोड़े होते हैं। गैसों की विरलता के कारण ही विद्युत् के प्रवाह से उनमें बहुत कम अवरोधन होता है। लम्बी सँकरी नलियों में बड़ी शीघ्रता से विद्युत् विसर्ग उत्पन्न हो जाता है। इससे चमकीली सप्रकाश वर्ण-श्रेणी प्राप्त होती है। जो द्रव शीघ्रता से वाष्पीभूत होते हैं उनकी भी इसी भाँति परीक्षा हो सकती है।

यदि किसी गैस का वर्णपट सामान्य या अधिक दबाव पर प्राप्त करना होता है तब उस गैस के आवरण में आवश्यक दबाव पर धातु के विद्युत्द्वारों के बीच स्फुलिंग उत्पन्न करते हैं। यहाँ गैसों के वर्णपट के साथ-साथ विद्युत् द्वारों की धातुओं का भी वर्णपट प्राप्त होता है।

जब वर्णपट के अदृश्य भाग की परीक्षा करनी होती है तब काँच के समपार्श्व और ताल के स्थान में स्फटिक के समपार्श्व और ताल का प्रयोग करते हैं। काँच में नीललोहितोत्तर किरण प्रविष्ट नहीं हो सकता पर स्फटिक में प्रवेश कर सकता है। अतः स्फटिक के द्वारा प्रविष्ट कर उसका फ़ोटोग्राफ़ लेते हैं अथवा ऐसे परदे पर उसे दृश्य बनाते हैं जो बेरियम या पोटाशियम प्लाटिनो-सायनाइड के सदृश स्फुरक पदार्थों का बना हो। उपर्युक्त वर्णपट को धातु के विवर्त्तन ग्रेटिंग के द्वारा प्राप्त करते हैं।

वर्णपट का मापन और चित्रलेखन। जब किसी लवण को बुंसेन ज्वालक की प्रकाश-रहित ज्वाला में डालते हैं तो ज्वाला सवर्ण हो जाती है। स्ट्रांशियम क्लोराइड के कारण ज्वाला अरुण हो जाती है। क्यूप्रिक

क्लोराइड के कारण ज्वाला हरित हो जाती है। इन लवणों के वर्णपट में भिन्न-भिन्न रङ्ग नहीं देख पड़ते। उनमें क्रमशः अरुण और हरित भाग भी नहीं देख पड़ते, उनके स्थान में उनमें अनेक रेखाएँ देख पड़ती हैं। इन रेखाओं के स्थान एक ही प्रकार के पदार्थों के लिए एक ही होते हैं। वर्णपट की रेखाओं को तरङ्गदैर्घ्य में अङ्कित करते हैं। इन तरङ्गदैर्घ्यों को साधारणतः मिलिमीटर के एक करोड़वें भाग में, $\frac{१ \text{ मीटर}}{१०,०००,०००,०००}$ वें भाग में प्रकट करते हैं। माप के इस एकाङ्क को 'आंगस्ट्राम एकाङ्क' (Angstrom Unit A° U.) कहते हैं। कभी-कभी तरङ्गदैर्घ्य को μ (मिउ) = ०·००१ मिलिमीटर या $\mu\ \mu$ = ०·००००००१ मिलिमीटर में प्रकट करते हैं। कभी-कभी किरणों को दोलन आवृत्ति में प्रकट करना अधिक सुविधाजनक होता है।

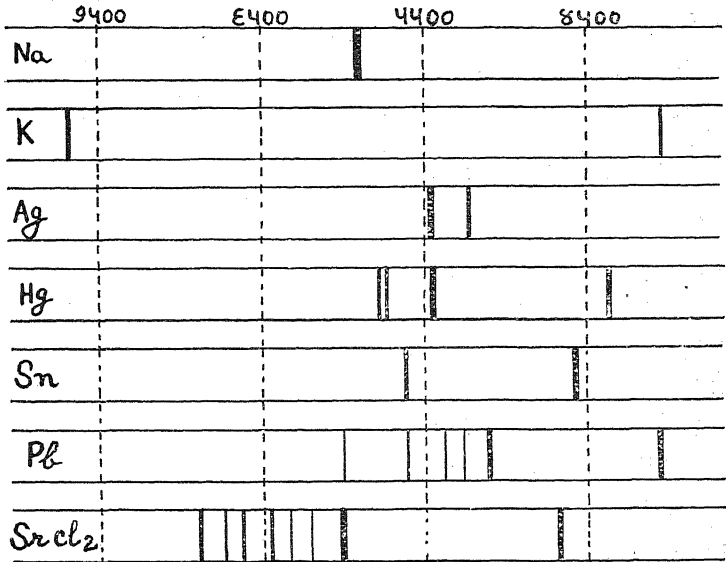
कुछ यन्त्र ऐसे होते हैं जिनमें प्रदीप्त या प्रकाशित स्केल होता है। यह स्केल ऐसा विभाजित और अङ्कित होता है कि दृश्य वर्णपट के किसी भाग का तरङ्गदैर्घ्य उनसे सरलता से पढ़ा जा सकता है। स्केल का विभाजन ऐसा होता है कि दो या तीन अङ्क तक उससे सीधा पढ़ा जा सकता है। आँखों से इन अङ्कों के पढ़ने के स्थान में आज-कल फ़ोटोग्राफ़ी पट्ट भी प्रयुक्त होता है। यह पट्ट सूक्ष्मदर्शक के स्थान में लगा रहता है। इस पट्ट में बड़ी यथार्थता से अनेक रेखाएँ आप से आप अङ्कित हो जाती हैं। अनेक रेखाएँ, जो आँखों से देखी नहीं जा सकतीं, इस फ़ोटोग्राफ़ी पट्ट में अङ्कित हो जाती हैं। इन रेखाओं के आपेक्षिक स्थान भी बड़ी यथार्थता से इस पट्ट में मालूम हो जाते हैं।

वर्णपट में परिवर्तन। गैसों के वर्णपट की प्रकृति उनके तापक्रम और दबाव पर निर्भर करती है। बहुत उच्च कोटि की विरलता में न्यून तीव्रता के विद्युत् विसर्ग से गैसों का जो वर्णपट प्राप्त होता है वह साधारणतः चौड़ी चमकीली पट्टियों की श्रेणियाँ होती हैं। इनमें बहुत अधिक पतली-पतली सन्निहित रेखाएँ होती हैं। अधिक तीव्रता के विसर्ग से उच्च

तापक्रम पर उत्पन्न वर्णपट में चमकीली रेखाएँ होती हैं। कुछ दशाओं में दबाव की वृद्धि से अनेक गैसों से अविरत वर्णपट प्राप्त होता है। बहुधा ऐसा देखा जाता है कि गैस के दबाव की वृद्धि या विसर्ग की तीव्रता से वर्ण-पट की रेखाओं की आपेक्षिक तीव्रता में परिवर्तन होता है। ७–८ मम· दबाव पर हीलियम के वर्णपट में पीत रेखा अधिक प्रमुख होती है और वह गैस पीत प्रकाश से चमकती है, पर इससे न्यून दबाव पर हरित रेखा अधिक प्रमुख होती है और वह गैस हरे रङ्ग के प्रकाश से चमकती है। इन परि-वर्तनों के कारण का ठीक-ठीक पता अभी तक नहीं लगा है।

तत्त्वों के वर्णपट। भिन्न-भिन्न तत्त्वों के वर्णपट की तुलना से मालूम होता है कि तत्त्वों के वर्णपट एक विशेष प्रकार के होते हैं। इनमें थोड़ी बहुत अनेक चमकीली रेखाएँ होती हैं और किसी दो तत्त्वों की रेखाएँ एक नहीं होतीं। तापक्रम की वृद्धि से इनके आपेक्षिक स्थान में कोई परिवर्तन नहीं होता। तत्त्वों के वाष्प के तापक्रम और दबाव के परिवर्तन से किसी वर्णपट के दृश्य भाग में रेखाओं की संख्या और उनकी आपेक्षिक तीव्रता में परिवर्तन हो सकता है पर उनके आपेक्षिक स्थान में कोई परिवर्तन नहीं होता। स्ट्रांशियम क्लोराइड के वर्णपट में जो रेखाएँ प्राप्त होती हैं उनका आपेक्षिक स्थान और तीव्रता यहाँ दी हुई है। सोडियम के लवणों से पीत रेखा प्राप्त होती है। पोटासियम, चाँदी, पारद, वङ्ग और सीस से जो रेखाएँ प्राप्त होती हैं उनका चित्र (चित्र ११) अगले पृष्ठ पर दिया हुआ है।

बुंसेन ने सन् १८६० ई० में पहले पहल रसायन में वर्णपटदर्शक का प्रयोग किया। इसके प्रयोग से उन्होंने सिद्ध किया कि सोडियम के लवण बहुत विस्तृत पाये जाते हैं और सोडियम का लेश भी इसके द्वारा सरलता से पहचाना जा सकता है। बुंसेन ने अपनी प्रयोगशाला के, जिसका समावेशन प्रायः ६० घन मीटर था, एक सुदूर कोने में दुग्धशर्करा के साथ मिलाकर सोडियम क्लोरेट के तीन मिलिग्राम मिश्रण को जलाया और दूसरे कोने में स्थित लम्प की प्रकाश-रहित और वर्ण-रहित ज्वाला को वर्णपटदर्शक में देखा। कुछ ही मिनटों में ज्वाला धीरे-धीरे पीली हो गई और सोडियम की स्पष्ट रेखा दिखाई पड़ी

जो दस मिनटों में फिर बिलकुल लुप्त हो गई। सोडियम लवण की तौल और कमरे के समावेशन से बुंसेन ने गणना कर देखा कि वर्णपटदर्शक की

चित्र ११

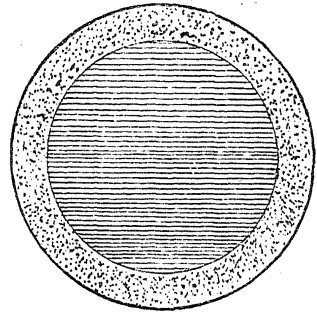
सहायता से सोडियम के एक मिलिग्राम का १/३,०००,००० भाग बहुत सरलता से पहचाना जा सकता है। यही कारण है कि वायुमण्डल में सोडियम के लवण सदा ही वर्णपटदर्शक में पाये जाते हैं। वर्णपटदर्शक की सहायता से खनिजों में अनेक तत्त्वों का अस्तित्व बहुत सरलता से जाना जा सकता है। केवल यही नहीं, इसकी सहायता से अनेक नये तत्त्वों का आविष्कार भी हो सकता है और हुआ है। स्वयं बुंसेन और किरहौफ ने सन् १८६० ई० में सीज़ियम और रुबिडियम अलकली धातुओं का आविष्कार किया और रुबिडियम के अस्तित्व का ज्ञान चुकन्दर, तम्बाकू, काफ़ी, चाय और कोको

में प्राप्त किया। वर्णपटदर्शक की सहायता से ही क्रूक्स ने सन् १८६१ ई० में थैलियम धातु का, राइश और रिक्टर ने सन् १८६४ ई० में इंडियम का, लेकोक् दि बोयासबद्रान ने सन् १८७५ ई० में गैलियम का और रामजे ने सन् १८९५ ई० में हीलियम का आविष्कार किया। इसके अतिरिक्त अनेक दुर्लभ-मृत्तिकाओं और दुर्लभ-धातुओं के अस्तित्व का ज्ञान होना सम्भव न था यदि वर्णपटदर्शक की सहायता न होती। आज-कल अनेक दुष्प्राप्य तत्त्वों के पहचानने में भी वर्णपट-दर्शक का स्वच्छन्दता से प्रयोग होता है।

शोषण-वर्णपट। जिस तापक्रम पर ताप-दीप्त पदार्थ प्रकाश-किरण विकीर्ण करते हैं उसी तापक्रम पर वे उन्हीं किरणों का शोषण भी करते हैं। जो ताप-दीप्त पदार्थ अविरत वर्णपट प्रदान करता है वह उसी तापक्रम पर अविरत शोषण भी प्रदर्शित करता है। जो पदार्थ विरत वर्णपट प्रदान करता है वह उसी तापक्रम पर विरत शोषण भी प्रदर्शित करता है। यह विशिष्ट शोषण-वर्णपट सोडियम से सरलता से देखा जा सकता है। सोडियम के वाष्प को वर्णपटदर्शक के द्वारा देखने से पहले तो सोडियम की पीत रेखा देख पड़ती है पर शीघ्र ही पीत रेखा के ठीक उसी स्थान पर काली रेखा देख पड़ती है। सोडियम की पीत रेखा वस्तुतः शोषित हो जाती है और पीत रेखा के स्थान में एक काली रेखा प्रकट हो जाती है। इसी प्रकार अन्य धातुओं के शोषण-वर्णपट प्राप्त होते हैं। शोषण-वर्णपट के क्या कारण हैं? इस सम्बन्ध में अनेक सिद्धान्त प्रतिपादित हुए हैं पर उन सिद्धान्तों का वर्णन इस पुस्तक के क्षेत्र के बाहर है।

सूर्य्य-मण्डल का संगठन। सूर्य्य-प्रकाश के शोषण-वर्णपट से सूर्य्य-मण्डल में उपस्थित तत्त्वों के ज्ञान की बहुत वृद्धि हुई है। सूर्य्य-प्रकाश को वर्णपटदर्शक की झिरी के द्वारा प्रविष्ट कराने से इसका वर्णपट प्राप्त होता है। इस वर्णपट में रक्त से नीललोहितोत्तर तक फैली हुई एक चमकीली पट्टी प्राप्त होती है। इस पट्टी में बहुत सी पतली काली रेखाएँ देखी जाती हैं। ये रेखाएँ सदा ही देखी जाती हैं और वर्णपट में उनके आपेक्षिक स्थान एक ही होते हैं। ये रेखाएँ पहले-पहल वोलास्टन द्वारा देखी

गई थीं पर फ्रौनहोफ़र ने पहले-पहल उनका चित्र सावधानी से खींचा था। इनकी प्रमुख रेखाओं का नामकरण फ्रौनहोफ़र ने ही किया था और उनके नाम अँगरेज़ी वर्णमाला के अक्षर ए, बी, सी, डी इत्यादि दिये थे। बहुत समय तक इन काली रेखाओं के होने का कारण लोगों की समझ में न आया। फ्रौनहोफ़र ने देखा कि सूर्य्य से सीधे प्राप्त प्रकाश-किरणों और चन्द्रमा से परिवर्त्तित प्रकाश-किरणों में एक ही रेखाएँ विद्यमान थीं पर नक्षत्रों से प्राप्त प्रकाश-किरणों में ये रेखाएँ नहीं वरन् विभिन्न रेखाएँ थीं। इससे उन्होंने सिद्धान्त निकाला कि ये रेखाएँ वायु-मण्डल के कारण नहीं उत्पन्न होतीं पर सूर्य्य-मण्डल के कारण उत्पन्न होती हैं।

पहले-पहल सन् १८६० ई० में किरहौफ़ ने इन काली रेखाओं के कारण को ठीक-ठीक समझा। किरहौफ़ ने सौर वर्णपट की काली रेखाओं को धातुओं के वर्णपट की चमकीली रेखाओं से तुलना करते हुए देखा कि लौह, कालसियम सदृश धातुओं के वर्णपट की चमकीली रेखाओं के स्थान में ही सौर वर्णपट की काली रेखाएँ विद्यमान हैं। ये रेखाएँ केवल एक स्थान पर ही नहीं थीं वरन् इनकी चौड़ाई और तीव्रता भी परस्पर मिलती-जुलती थीं। कुछ धातुओं के वर्णपट की चमकीली रेखाओं के अनुरूप काली रेखाएँ सौर वर्णपट में नहीं पाई गईं। इससे इन धातुओं की चमकीली रेखाएँ और सौर वर्णपट की काली रेखाओं में किसी घनिष्ठ सम्बन्ध का होना स्पष्ट रूप से विदित हुआ। सौर वर्णपट में काली रेखाओं के होने की व्याख्या किरहौफ़ ने इस प्रकार की है।

चित्र १२

सूर्य्य के दो खण्ड (चित्र १२) हैं। एक शुभ्र-तप्त तल है जो सूर्य्य का प्रधान अङ्ग है। इस अङ्ग को 'आलोक-मण्डल' कहते हैं। इस आलोक-

मण्डल के चारों ओर आलोक-मण्डल से कुछ ठण्डे वाष्प का आवरण है। ये वाष्प सूर्य्य के आलोक-मण्डल से निकलते हैं। इस आवरण को 'वर्ण-मण्डल' कहते हैं।

आलोक-मण्डल से निकले किरण को वर्ण-मण्डल होकर पृथ्वी पर आने के कारण वर्ण-मण्डल में जिन-जिन तत्त्वों के वाष्प विद्यमान हैं उन तत्त्वों के अनुरूप काली रेखाएँ सौर वर्णपट में देखी जाती हैं। सूर्य्य के सर्वग्रास ग्रहण के समय सूर्य्य के आलोक-मण्डल के चन्द्रमा से छिप जाने पर केवल वर्ण-मण्डल से निकली प्रकाश की परीक्षा से वर्णपट में वस्तुतः चमकीली रेखाएँ देखी गई हैं। इससे किरहॉफ़ की व्याख्या सच मालूम होती है। सौर वर्णपट की काली रेखाओं से मालूम होता है कि सूर्य्य-मण्डल में निम्न लिखित तत्त्व विद्यमान हैं—

अलुमिनियम	हीलियम	रोडियम
बेरियम	हाइड्रोजन	स्कैंडियम
कैडमियम	लौह	सिलिकन
कालसियम	लैंथेनम	चाँदी
कार्बन	सीस	सोडियम
सिरियम	मैगनीसियम	स्ट्रांशियम
क्रोमियम	गनीज़	वङ्ग
कोबाल्ट	मोलिबडेनम	टाइटेनियम
कोलंबियम	निपोडिमियम	वैनेडियम
ताम्र	निकेल	ईट्रियम
ऐरबियम	नाइट्रोजन (सायनोजन रूप में)	
जरमेनियम	आक्सिजन	यशद
ग्लुसिनम	पलाडियम	ज़िरकोनियम

निम्न लिखित तत्त्वों की उपस्थिति सन्दिग्ध है—

इरिडियम	पोटासियम	थोरियम
लिथियम	रूथेनियम	टंगस्टेन

औस्मियम टैन्टेलम यूरेनियम
प्लाटिनम

सूर्य्य की भाँति तारों, धूमकेतु और नेबुली से निकले प्रकाश की भी परीक्षा हुई है। इन प्रकाश-किरणों के वर्णपट से मालूम होता है कि इनमें भी हाइड्रोजन, हीलियम, कार्बन, मैगनीसियम, कालसियम और लोह इत्यादि तत्त्व विद्यमान हैं। इनसे इन तारों, धूमकेतु और नेबुली के संगठन का बहुत कुछ ज्ञान प्राप्त होता है।

प्रश्न

१—वर्णपट कैसे प्राप्त होता है? वर्णपट-दर्शक क्या है और कैसे प्रयुक्त होता है?

२—किसी लवण के वर्णपट की तुम कैसे परीक्षा करोगे?

३—किसी गैस के अथवा किसी धातु के वर्णपट को कैसे प्राप्त करोगे?

४—सूर्य्य-प्रकाश के वर्णपट से क्या मालूम होता है?

५—वर्णपट-विश्लेषण से क्या लाभ है? इससे रसायन में क्या सहायता मिली है?

दूसरा खण्ड

धातु

परिच्छेद ११

धातु और मिश्रधातु

धातु । स्वर्ण, ताम्र, चाँदी, लोहा, वङ्ग और सीस बहुत प्राचीन काल से ज्ञात हैं। इन धातुओं का उल्लेख प्राचीन बायबिल में और प्राचीन यूनानी लेखकों के ग्रन्थों में मिलता है। पारद का उल्लेख पहले-पहल थियोफ्रेस्टस के लेख में मिलता है। सम्भवतः स्वर्ण और ताम्र के मुक्तावस्था में पाये जाने के कारण ही ये धातुएँ बहुत प्राचीन काल से, ऐतिहासिक युग के पूर्व से, ज्ञात हैं। ताम्र यौगिकों से सरलता के साथ प्राप्त भी हो सकता है। चाँदी का ज्ञान ईसा के जन्म के प्रायः २००० वर्ष से प्राप्त है। प्राचीन स्वर्ण में प्रायः सदा ही चाँदी पाई जाती है। सम्भवतः चाँदी मिला हुआ स्वर्ण ही उस समय प्राप्त होता था। प्राचीन ताम्र के हथियारों में आर्सेनिक भी पाया जाता है। सम्भवतः ताम्र खनिजों में आर्सेनिक की उपस्थिति से ताम्र में आर्सेनिक पाया जाता है। लैटिन लेखक ज़ीबर के ग्रन्थ में पहले-पहल धातु शब्द की परिभाषा मिलती है। ज़ीबर ने स्वर्ण और चाँदी को श्रेष्ठ धातुओं में और अन्य धातुओं को हीन धातुओं में विभक्त किया था। बहुत काल तक पारद धातुओं में सम्मिलित नहीं था। पाश्चात्य देशों में सन् १७५९ ई० में यह निश्चित रूप से ज्ञात हुआ कि पारद भी धातु है। काँसा बहुत प्राचीन काल से ज्ञात है। प्राचीन ग्रन्थों में इसका उल्लेख मिलता है पर इन ग्रन्थों में कहीं तो शुद्ध ताँबे के लिए और कहीं ताँबे और अन्य

धातुओं की मिश्रधातुओं के लिए यह शब्द प्रयुक्त हुआ है। अरिस्टॉटल (अरस्तु) को वास्तविक काँसा बनाने की विधि मालूम थी। सम्भवतः कृत्रिम या नक़ली स्वर्ण के बनाने की चेष्टा में ही काँसे का आविष्कार हुआ हो।

स्वर्ण और ताँबे के बाद लोहे का आविष्कार हुआ। पर इसका आविष्कार कब हुआ, इसका ठीक-ठीक पता हमें नहीं लगता। लोहा विरले ही मुक्तावस्था में पाया जाता है। इसका द्रवणाङ्क बहुत ऊँचा होता है और यह कठिनता से पिघलता भी है। इस कारण इसका आविष्कार बहुत समय तक न हो सका।

मध्यकाल में कीमियागरों के द्वारा धातुओं के ज्ञान की वृद्धि हुई। १५वीं सदी के बेसिल वलेंटाइन के ग्रन्थ में यशद, बिस्मथ और ऍटीमनी का वर्णन मिलता है। १८वीं सदी में निकेल, कोबाल्ट, मैंगनीज़ और प्लाटिनम के आविष्कार हुए। अन्य अधिकांश धातुओं का पहले-पहल १९वीं सदी में पृथक्करण हुआ।

क्षारों के विद्युत्-विच्छेदन से डेवी ने सन् १८०७ ई० में सोडियम और पोटासियम धातुएँ प्राप्त की थीं। इसके पश्चात् बेरियम, कालसियम, स्ट्रांशियम और मैगनीसियम के आविष्कार हुए। डेवी की विद्युत्-विच्छेदन-विधि ने इन धातुओं के आविष्कार में बड़ी सहायता दी।

इसके पश्चात् बुंसेन और किरहौफ़ द्वारा वर्णपट-विश्लेषण का आविष्कार हुआ। इस वर्णपट विश्लेषण से अनेक नये तत्त्वों और धातुओं का पता लगा। यदि यह विधि मालूम न होती तो रुबीडियम और सिज़ियम सदृश दुष्प्राप्य धातुओं के आविष्कार सम्भव न होते। थैलियम, इंडियम और गैलियम धातुएँ भी वर्णपट-विश्लेषण विधि से ही आविष्कृत हुईं। सन् १८२७ ई० में पहले-पहल अलुमिनियम धातु प्राप्त हुई थी। अलुमिनियम की सहायता से अनेक धातुएँ आजकल यौगिकों से प्राप्त होती हैं।

जैसा ऊपर कहा गया है, ज़ीबर ने पहले-पहल धातु की परिभाषा की थी।

इस परिभाषा में पारद धातुओं के अन्तर्गत नहीं आता था यद्यपि यूनान के कीमियागरों ने पारद को धातुओं में रखा था। यूरोप के मध्य युग तक

यह परिभाषा सारे यूरोप में प्रचलित थी पर जब ऐंटीमनी, बिस्मथ और यशद के सदृश भङ्गुर धातुओं का ज्ञान हुआ तब इनका 'अर्धधातु' नाम दिया गया। पारसेल्सस् ने लिखा है—"यशद धातु है और धातु नहीं भी है।" बिस्मथ और इसी प्रकार के अन्य पदार्थ घनवर्धनीय हैं अतः इन्हें अर्धधातु कहा गया। पारद के विषय में मतभेद था, अति ठण्ड से जब यह घन हो गया तब इसमें घनवर्धनीयता देखी गई और तब सन् १७५९ ई० में यह निश्चित हो गया कि पारद भी धातु है।

लवासिये ने १८वीं सदी में धातुओं की तात्त्विक प्रकृति का ठीक-ठीक पता लगाया। इससे पहले धातुएँ कैलक्स और फ्लोजिस्टन का यौगिक समझी जाती थीं। सन् १७८७ ई० में लवासिये ने पदार्थों का वर्गीकरण किया। इसमें उन्होंने तत्त्वों को पाँच वर्गों में विभक्त किया था। इन पांच वर्गों में एक वर्ग में धातुएँ थीं। इस वर्गीकरण में धातु और अधातु का भेद जाता रहा।

सन् १८०७ ई० में डेवी ने जब क्षारों के विद्युत्-विच्छेदन से सोडियम और पोटासियम प्राप्त किया तब उन्होंने इन्हें धातुओं में रखा यद्यपि ये जल से हल्के थे। अनेक रसायनज्ञों ने इन्हें धातुओं में रखना स्वीकृत नहीं किया। सन् १८०८ ई० में एरमान और साइमन ने तत्त्वों को धातुओं और धातु के सदृश प्रतीत होनेवाले तत्त्वों को उपधातुओं में विभक्त किया। पर इस वर्गीकरण को साधारणतः लोगों ने स्वीकार नहीं किया। शीघ्र ही मालूम हो गया कि तत्त्वों का इन दोनों वर्गों में वर्गीकरण करना उपयुक्त नहीं था।

वस्तुतः तत्त्वों के दो विभाग, धातुओं और अधातुओं के बीच, कोई वैज्ञानिक विभेद नहीं है। भौतिक गुणों के पार्थक्य के कारण कुछ तत्त्वों को धातु और कुछ को अधातु कहते हैं। जिन तत्त्वों के घनत्व ऊँचे हों, जिन में धातुक-द्युति हो, जिनमें अपारदर्शकता, घनवर्धनीयता और तन्यता हो और जो ताप और विद्युत् के सुचालक हों उन्हें **धातु** कहते हैं पर इनमें अनेक अपवाद हैं। सोडियम और पोटासियम धातुएँ जल से हल्की हैं। अलुमिनियम और मैगनीसियम धातुएँ अनेक अधातुओं से हल्की हैं। सभी

धातु घनवर्धनीय नहीं हैं। अंटीमनी बहुत भङ्गुर होता है। कार्बन का रूपान्तर ग्रेफ़ाइट अधातु होने पर भी विद्युत् का सुचालक होता है।

धातुओं और अधातुओं के रासायनिक गुण कुछ सीमा तक विभिन्न हैं। धातुएँ भास्मिक आक्साइड बनती हैं और उन पर अम्लों की क्रिया से लवण बनते हैं। अधातुएँ आम्लिक या उदासीन आक्साइड बनती हैं। पर धातुओं के कुछ उच्च आक्साइड प्रबल आम्लिक होते हैं और भस्मों के साथ ये स्थायी लवण बनते हैं। CrO_3 और Mn_2O_7 प्रबल आम्लिक होते हैं। इसके अतिरिक्त कुछ आक्साइड जैसे Al_2O_3 और ZnO अम्लों के संसर्ग में भास्मिक होते हैं और प्रबल क्षारों जैसे $NaOH$ या KOH के संसर्ग में आम्लिक होते हैं और सोडियम और पोटासियम के लवण बनते हैं।

धातुओं और अधातुओं के गुणों की तुलना

धातु	अधातु
१—धातुओं के घनत्व साधारणतः ऊँचे होते हैं।	१—अधातुओं के घनत्व साधारणतः निम्न होते हैं।
२—धातुएँ प्रकाश को परावर्त्तित करती हैं जिससे इनमें एक विशेष प्रकार की द्युति होती है जिसे धातुक द्युति कहते हैं।	२—अधातुएँ साधारणतया प्रकाश को परावर्त्तित नहीं करतीं। इससे इनमें कोई विशेष द्युति नहीं होती।
३—धातुएँ ताप और विद्युत् की सुचालक होती हैं।	३—अधातुएँ ताप और विद्युत् की कुचालक वा अचालक होती हैं।
४—धातुओं में साधारणतया घन-वर्धनीयता और तन्यता होती है।	४—अधातुओं में घनवर्धनीयता और तन्यता नहीं होती।
५—धातुओं के अणु वाष्पावस्था में साधारणतया एक-अणुक होते हैं।	५—अधातुओं के अणु वाष्पावस्था में साधारणतया बहु-अणुक होते हैं।
६—धातुएँ साधारणतया उच्च तापक्रम पर वाष्पीभूत होती हैं।	६—कार्बन, बोरन और सिलिकन के अतिरिक्त अन्य अधातुएँ गैस

धातु	अधातु
	होती हैं वा निम्न तापक्रम पर ही वाष्पीभूत होती हैं।
७—धातुएँ साधारणतया भास्मिक आक्साइड बनती हैं।	७—अधातुएँ साधारणतया आम्लिक या उदासीन आक्साइड बनती हैं।
८—धातुएँ साधारणतया अम्लों में विलीन होती हैं और उनसे हाइड्रोजन उत्पन्न करती हैं।	८—अधातुएँ साधारणतया अम्लों में सरलता से विलीन नहीं होतीं।
९—धातुएँ हाइड्रोजन के साथ साधारणतया कोई यौगिक नहीं बनतीं और यदि बनती भी हैं तो वे बहुत अस्थायी होते हैं।	९—अधातुएँ हाइड्रोजन के साथ बहुत स्थायी यौगिक बनती हैं।
१०—पारद के अतिरिक्त अन्य धातुएँ साधारण तापक्रम पर घन होती हैं।	१०—साधारण तापक्रम पर अधातुएँ गैसीय या द्रव या निम्न तापक्रम पर पिघलनेवाली घन होती हैं।

इससे विदित होता है कि तत्त्वों के इन दोनों विभागों में कोई स्पष्ट सीमाबन्धन नहीं है। तत्त्वों का धातुओं और अधातुओं में वर्गीकरण केवल सुविधा की दृष्टि से किया गया है। धातुओं का फिर भिन्न-भिन्न वर्गों में वर्गीकरण किया गया है। इसका उल्लेख तत्त्वों के आवर्त्त वर्गीकरण प्रकरण में पूर्व में हो चुका है।

मिश्रधातु। मिश्रधातु की ठीक-ठीक परिभाषा करना कुछ कठिन है। ऐसे पदार्थों को साधारणतः मिश्रधातु कहते हैं जो भिन्न-भिन्न धातुओं के परस्पर मिलने से बने हों। ये दो या दो से अधिक धातुओं के मिश्रण या उनके यौगिक हो सकते हैं। ये न्यूनाधिक समावयव होते हैं और इनमें धातु के गुण होते हैं। यदि यह परिभाषा ठीक मान ली जाय तो लोहे

और कार्बन के योग से बना हुआ पदार्थ मिश्रधातु नहीं माना जा सकता। ताम्र और फ़ास्फ़रस के योग से बना हुआ फ़ास्फ़र काँसा मिश्रधातु नहीं हो सकता, पर साधारणतः यह भी मिश्रधातु में ही समाविष्ट है। धातुओं का पारद के साथ जो यौगिक या मिश्रण बनता है उसे पारद-मिश्रण कहते हैं। यह भी एक प्रकार की मिश्रधातु ही है।

मिश्रधातु बनाने में अनेक भिन्न-भिन्न रीतियाँ प्रयुक्त होती हैं। इनमें चार मुख्य हैं।

(१) भिन्न-भिन्न धातुओं को एक दूसरे के साथ पिघलाने से। यह विधि सबसे अधिक महत्त्व की है और प्रायः सभी मिश्रधातुएँ अधिक मात्रा में इसी रीति से तैयार होती हैं। वास्तविक विधि मिश्रधातु की प्रकृति पर निर्भर करती है। यदि धातुएँ वाष्पशील हैं तो उन्हें मिलाकर पिघलाने से उनकी मिश्रधातुएँ प्राप्त होती हैं। यदि उनमें कोई एक वाष्पशील है जैसे यशद तो दूसरी अवाष्पशील धातु को पिघलाकर उसमें यशद डालकर मिश्रधातु बनाते हैं। इस विधि में आक्सीकरण से बचाने के लिए धातुओं के ऊपर साधारणतया कार्बन का एक स्तर डाल देते हैं।

(२) धातुओं के बारीक चूर्ण के प्रबल संपीड़न से। स्प्रिंग ने पहले-पहल देखा कि पीसी हुई धातुओं के प्रबल संपीड़न से वैसी ही मिश्रधातु प्राप्त होती है जैसे धातुओं के पिघलाने से प्राप्त होती है। ऐसा समझा जा सकता है कि संपीड़न से ताप उत्पन्न होता है और वह धातुओं को पिघलाता है जिससे उनकी मिश्रधातुएँ बनती हैं पर स्प्रिंग ने सिद्ध किया है कि संपीड़न से इतना ताप नहीं उत्पन्न हो सकता जो धातुओं को पिघला सके। वूड की धातु—सीस, बिस्मथ, वङ्ग और कैडमियम की मिश्रधातु—६००० वायुमण्डल के दबाव पर पीसी हुई धातुओं से प्राप्त हो सकती है।

(३) **विद्युत् निःक्षेप से।** जिस प्रकार कापर सल्फेट के विलयन से ताम्र का निःक्षेप प्राप्त हो सकता है उसी प्रकार दो लवणों के विलयन से उन दोनों धातुओं की मिश्रधातु प्राप्त हो सकती है। ताम्र और यशद की मिश्रधातु (काँसा) इस प्रकार प्राप्त हो सकती है।

(४) **धातुओं के आक्साइडों के सम्मिलित लघ्वीकरण से।** यशद के ज्ञान के बहुत पहले से इस विधि से यशद की मिश्रधातु—काँसा—प्राप्त होती थी। आजकल भी अनेक मिश्रधातुएँ इस रीति से तैयार होती हैं।

उपर्युक्त विधियों से प्राप्त मिश्रधातु का अध्ययन आजकल अनेक प्रकार से होता है। उनमें निम्न-लिखित मुख्य हैं।

(१) रासायनिक विधि। इसमें धातुओं का विश्लेषण और पृथक्करण होता है।

(२) ताप-सम्बन्धी विधि। इसमें मिश्रधातुओं के द्रवणाङ्क और ताप से उनके विशेष-विशेष परिवर्तन का अध्ययन होता है।

(३) सूक्ष्मदर्शक विधि। इसमें मिश्रधातुओं की मणिभीय और आभ्यन्तर बनावट का अध्ययन होता है।

(४) यान्त्रिक विधि। इसमें धातुओं के स्थितिस्थापकत्व, चिमड़ेपन, तन्यता इत्यादि गुणों का अध्ययन होता है।

(५) विद्युत्-सम्बन्धी विधि। इसमें मिश्रधातुओं के अवरोध और विद्युत्-प्रवाहक बल का निर्धारण होता है।

(६) चुम्बकीय विधि। ताप और ठण्ड से इनके चुम्बकीय गुणों में क्या परिवर्तन होता है, इसका अध्ययन होता है।

उपर्युक्त विधियों से परीक्षा करने से मालूम होता है कि मिश्रधातुओं के संगठन भिन्न-भिन्न प्रकार के हो सकते हैं—

(१) इनमें केवल मूल धातुएँ शुद्धावस्था में रह सकती हैं।

(२) एक धातु का दूसरी धातु में 'घन विलयन' बन सकता है।

(३) किसी विशिष्ट रासायनिक संगठन का घन विलयन धातु के अतिरेक में रह सकता है।

(४) इनके सुद्राव मिश्रण बन सकते हैं।

(५) धातुओं का अन्य धातुओं के साथ विशिष्ट रासायनिक यौगिक बन सकता है।

(६) धातुओं का अधातुओं के साथ विशिष्ट रासायनिक यौगिक बन सकता है।

(७) धातुओं का रूपान्तर बन सकता है।

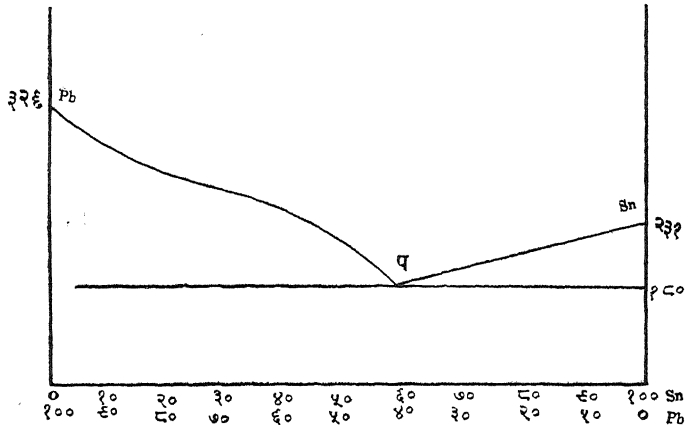
दो या दो से अधिक पदार्थों का घन अवस्था में जब समावयव मिश्रण बनता है तब इसे घन विलयन कहते हैं।

मिश्रधातु के गुण। धातुओं के कुछ मौलिक गुण मिश्रधातुओं में भी सुरक्षित रहते हैं। मिश्रधातु के विशिष्ट ताप और प्रसार का गुणक उसके संयोजक धातुओं के विशिष्ट ताप और प्रसार के गुणक का माध्यम होता है; सिवा उस दशा में जब ठण्डा होने पर मिश्रधातु में कोई अणुक विकार उत्पन्न होता हो। अन्य भौतिक गुण, कठोरता, स्थितिस्थापकत्व और तन्यबल इत्यादि भिन्न-भिन्न होते हैं। स्वर्ण और चाँदी कोमल होती हैं पर ताम्र के साथ मिश्रधातु बनने से ये पर्याप्त कठोर हो जाती हैं। कुछ मिश्रधातुओं का विशिष्ट घनत्व संयोजक धातुओं के विशिष्ट घनत्व का माध्यम होता है पर अन्य मिश्रधातुओं का विशिष्ट घनत्व कम या अधिक होता है।

मिश्रधातुओं की विद्युत्-चालकता उनके संगठन के पार्थक्य से विभिन्न-विभिन्न होती हैं। शुद्ध धातुओं के सदृश मिश्रधातुओं की चालकता तापक्रम की वृद्धि से कम होती है।

मिश्रधातुओं के द्रवणाङ्क धातुओं के द्रवणाङ्कों से कम होते हैं। कुछ दशाओं में द्रवणाङ्क बहुत न्यून हो जाता है। वङ्ग का द्रवणाङ्क २३२° श, सीस का ३२६° श और बिस्मथ का २७१° श है पर इन तीनों धातुओं (१: १: २) की मिश्रधातु, 'रोज़ की धातु', ९८° श पर पिघलती है।

बिस्मथ (१५ भाग), सीस (८ भाग), वङ्ग (४ भाग) और कैडमियम (३ भाग, द्रवणाङ्क ३२१°श) की मिश्रधातु, 'वूड की धातु', ६५°श पर पिघलती है। सोडियम और पोटासियम की मिश्रधातु साधारण तापक्रम पर द्रव होती है।

शुद्ध सीस ३२६° श पर पिघलता है। शुद्ध वङ्ग २३२° श पर पिघलता है। इन दोनों धातुओं के मिलाने से जो मिश्रधातु बनती है

चित्र १३

उसका द्रवणाङ्क वक्र में दिया हुआ है। सबसे कम द्रवणाङ्क उस मिश्रधातु का होता है जिसमें वङ्ग की प्रतिशत मात्रा ६८ और सीस की ३२ होती है। ऐसी मिश्रधातु १८१° श पर पिघलती है। यह वक्र वस्तुतः इन धातुओं की एक-दूसरी में विलेयता का वक्र है। यदि ऐसी मिश्रधातु को पिघला-कर ठण्डा किया जाय जिसमें वङ्ग की प्रतिशत मात्रा ५० है तो सीस पृथक् होना शुरू होगा और १८१° श तक पृथक् होता जायगा। इस १८१° श पर अब वङ्ग और सीस दोनों साथ-साथ पृथक् होंगे। इससे विदित होता है कि मिश्रधातुओं का कोई निश्चित द्रवणाङ्क

नहीं होता। अनेक मिश्रधातुओं के साथ यह व्यवहार बहुत पेचीला होता है।

मिश्रधातुओं की अम्लों में विलेयता धातुओं की विलेयता से भिन्न होती है। प्लाटिनम नाइट्रिक अम्ल में बिलकुल अविलेय होता है पर प्लाटिनम और चाँदी की मिश्रधातु पूर्ण रूप से घुल जाती है। चाँदी नाइट्रिक अम्ल में शीघ्र ही घुल जाती है पर अधिक स्वर्ण के साथ मिश्रधातु बनने से वह नाइट्रिक अम्ल में घुलती नहीं।

मिश्रधातुओं के व्यावहारिक प्रयोग। अनेक मिश्रधातुएँ बड़े काम की होती हैं। इन मिश्रधातुओं में ऐसे गुण आ जाते हैं जिनका किसी एक धातु में अभाव होता है। शुद्ध स्वर्ण और शुद्ध चाँदी कोमल होती हैं पर इसमें थोड़ा ताँबा मिलाने से ये पर्याप्त कठोर हो जाती हैं। शुद्ध ताम्र कोमल और चिमड़ा होता है पर इसमें थोड़ा यशद डालने से यह कठोर हो जाता है। गनमेटल (ताम्र ९ भाग और वङ्ग एक भाग) बहुत चिमड़ा और कठोर होता है। बेलमेटल (ताम्र ८ भाग और वङ्ग २ भाग) और भी कठोर होता है। वङ्ग के अधिक होने से इस मिश्रधातु का रङ्ग अधिक हलका होता है। स्पेक्यूलम मेटल (ताम्र २ भाग और वङ्ग १ भाग) का रङ्ग श्वेत होता है और इस पर बहुत उच्चकोटि की पालिश हो सकती है। मिश्रधातुओं में इन गुणों के होने के कारण ये भिन्न-भिन्न प्रकार के पात्रों और पदार्थों के निर्माण में प्रयुक्त होती हैं।

प्रश्न

१—धातुओं के आविष्कार के इतिहास के सम्बन्ध में क्या जानते हो ?

२—धातुओं और अधातुओं में क्या भेद है ? क्या तत्त्वों का यह वर्गीकरण सन्तोष-जनक है ?

३—मिश्रधातु किसे कहते हैं ? मिश्रधातु और पारद मिश्रण में क्या भेद है ? मिश्रधातुओं के गुण उनके संयोजक धातुओं के गुणों से किस प्रकार विभिन्न होते हैं ?

४—मिश्रधातुएँ कैसे तैयार होती हैं? उनकी बनावट कैसी होती है? उनकी परीक्षा के सम्बन्ध में क्या जानते हो?

५—कुछ महत्त्वपूर्ण मिश्रधातुओं का वर्णन करो और उनसे सिद्ध करो कि मिश्रधातुओं के गुण संयोजक धातुओं के गुणों से बहुत कुछ विभिन्न होते हैं।

परिच्छेद १२

अलकली धातु

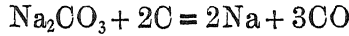
लिथियम,	पोटासियम,	सीज़ियम,
सोडियम,	रुबिडियम,	अमोनियम,

सोडियम ।

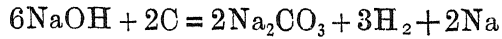
संकेत, Na ; परमाणुभार=२३·००

उपस्थिति । सोडियम के यौगिक बहुतायत से और बहुत व्यापक रूप में पाये जाते हैं। सोडियम क्लोराइड का विस्तृत निःक्षेप सेंधा नमक के रूप में पृथ्वी के भिन्न-भिन्न भागों में पाया जाता है। पृथ्वीस्तर की बनावट का सोडियम क्लोराइड एक अवयव है। विलयन के रूप में समुद्र-जल में, कुछ झीलों के जल में, कुछ स्रोतों के जल में और अनेक खनिज जलों में सोडियम क्लोराइड पाया जाता है। दक्षिण अमेरिका के पेरू और बोलीभिया में अनेक फ़ीट मोटी तहों में 'चीली का शोरा' या सोडियम नाइट्रेट, $NaNO_3$, के रूप में सोडियम पाया जाता है। सोडियम कार्बनेट, Na_2CO_3, सोडियम सल्फ़ेट, Na_2SO_4, और सोडियम बोरेट, $Na_2B_4O_7$, के रूप में अनेक स्रोतों या शुष्क झीलों के तल में सोडियम पाया जाता है। अनेक खनिजों, प्रधानतः सिलिकेटो, में सोडियम रहता है। पौधों में भी सोडियम पाया जाता है। संक्षेप में ऐसी वस्तु का प्राप्त करना कठिन है जिसमें सोडियम का लेशमात्र भी न हो। सोडियम के यौगिकों के तैयार करने में साधारणतः सोडियम क्लोराइड या सोडियम नाइट्रेट का उपयोग होता है।

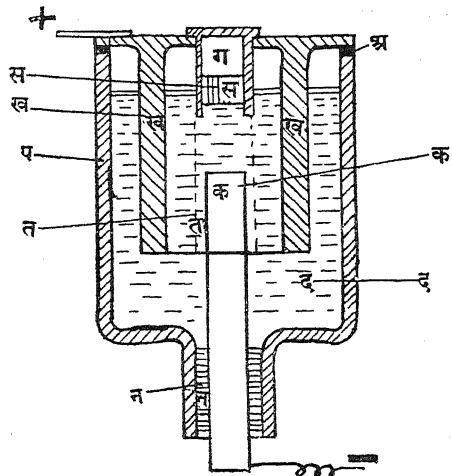
सोडियम धातु प्राप्त करना। दाहक सोडा के विद्युत्-विच्छेदन से सन् १८०७ ई० में पहले-पहल डेवी द्वारा सोडियम धातु प्राप्त हुई थी। इसके कुछ वर्ष बाद ब्रूनर ने सोडियम कार्बनेट पर कार्बन की क्रिया से इस धातु को प्राप्त किया था।

$$Na_2CO_3 + 2C = 2Na + 3CO$$

सोडियम कार्बनेट से सोडियम धातु प्राप्त करने की विधि महँगी पड़ती है क्योंकि इसमें सोडियम धातु बहुत कुछ नष्ट हो जाती है। वस्तुतः सैद्धान्तिक रूप से जितना सोडियम प्राप्त होना चाहिए उसका तृतीयांश ही प्राप्त होता है।

कास्टनर ने सन् १८८६ ई० में सोडियम कार्बनेट के स्थान में दाहक सोडा के प्रयोग से इस विधि की उन्नति की। दाहक सोडा के साथ-साथ कार्बन के स्थान में आयर्न कारबाइड का प्रयोग अधिक सुविधाजनक सिद्ध हुआ। यहाँ क्रिया इस प्रकार होती है।

$$6NaOH + 2C = 2Na_2CO_3 + 3H_2 + 2Na$$

इस विधि से तैयार होने पर सोडियम बहुत कुछ सस्ता हो गया।

विद्युत्-विच्छेदन विधि। इसके पश्चात् कास्टनर ने विद्युत्-विच्छेदन विधि का आविष्कार किया। इस धातु के तैयार करने में पहले जो कठिनाइयाँ थीं वे सब इस विधि में प्रायः दूर हो गईं। जिस तापक्रम पर यहाँ विच्छेदन होता है वह ३००° श से कुछ ही ऊपर होना चाहिए। इससे जिस उपकरण में विच्छेदन होता है उसका क्षय बहुत कुछ कम हो जाता है। सोडियम भी सब का सब धातु के रूप में प्राप्त होता है। सन् १८०७ ई० में डेवी ने १०० सेल की बैटरी से १५ या २० ग्रेन से अधिक दाहक सोडा के टुकड़े को विच्छेदित करना असम्भव पाया था पर अब इस विधि में इतना सुधार हुआ है कि बहुत अधिक परिमाण में प्रतिवर्ष इसी विधि से सोडियम का निर्माण होता है। इँगलैंड में केवल एक कारख़ाने में पाँच टन से अधिक सोडियम प्रतिवर्ष इस विद्युत्-विच्छेदन विधि से तैयार होता है।

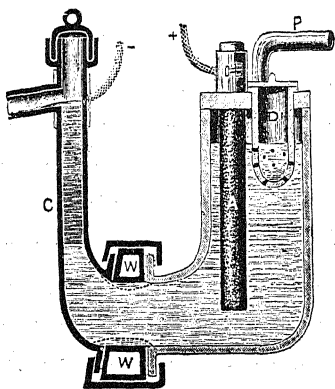
इस उपकरण में लोहे का एक बेलनाकार पात्र (प) होता है जो ईंट की दीवारों में जड़ा होता है। इन ईंट की दीवारों के कारण ज्वालकों की गर्मी एक भाव से चारों ओर फैलती है। पात्र (प) के पेंदे में एक या एक से अधिक नल होता है जिसमें ऋण विद्युत्द्वार (क), साधारणतया धातु का लगा होता है। यह विद्युत्द्वार लोहे के पात्र के प्रायः मध्य तक जाता है। इस ऋण विद्युत्द्वार पर लटका हुआ नल के आकार का लोहे का ग्राहक ग होता है जिसके ऊपर के सिरे पर ढक्कन होता है और नीचे के

चित्र १४

सिरे पर लोहे के तार की जाली 'त' लगी रहती है। इसी के 'स' स्थान पर सोडियम इकट्ठा होता है। जब ग्राहक ठीक स्थान पर रखा जाता है तब वह ऋण विद्युत्द्वार को पूर्ण रूप से घेर लेता है। धन विद्युत्द्वार 'ख' निकेल के सदृश ऐसी धातु का बना होता है जो निकलती गैस से आक्रान्त न हो सके। डाइनमो के धन ध्रुव से ख को और ऋण ध्रुव से क को जोड़ दिया जाता है। ढक्कन में एक मार्ग होता है जिसके द्वारा विद्युत्-विच्छेदन से निकली गैसें बाहर निकलती रहती हैं। इसी मार्ग के द्वारा तापमापक भी प्रवेश करता है। विद्युत्-धारा की प्रबलता के अनुसार दोनों विद्युत्द्वारों की दूरी रखी जाती है। पिघले हुए दाहक सोडा द में विद्युत् के प्रवाह से सोडियम हाइड्राक्साइड से सोडियम हलका होने के कारण और ऋण विद्युत्द्वार पर हाइड्रोजन निकलकर ग्राहक में जाता है। यहाँ से ढक्कन के मार्ग द्वारा

हाइड्रोजन बाहर निकल जाता है और पिघला हुआ सोडियम वहाँ इकट्ठा होता है। यह पिघला हुआ सोडियम बहुत बारीक छेदवाले चमचे के द्वारा समय-समय पर निकाल लिया जाता है। पिघला हुआ सोडा चमचे के छेद के द्वारा गिर पड़ता है और सोडियम उसमें ही रह जाता है। आक्सिजन धन द्वार पर मुक्त होता और ढक्कन के मार्ग से बाहर निकल जाता है। समय-समय पर दाहक सोडा के डालने से यह विधि अविरत रूप से जारी रखी जा सकती है।

अच्छी मात्रा में सोडियम प्राप्त करने के लिए पिघले सोडा का तापक्रम ३२०° या ३३०° श से ऊपर न होना चाहिए। १०० किलोग्राम पिघले हुए सोडा के लिए १२०० अंपीयर की विद्युत्-धारा होनी चाहिए। ऐसी धारा की दक्षता ४५ प्रतिशत तक होनी चाहिए।

इस विधि से प्राप्त सोडियम साधारण कार्यों के लिए पर्याप्त शुद्ध होता है। इसे केवल फिर पिघलाकर एक इंच मोटी और एक फ़ुट लम्बी बत्ती में ढालते हैं। यह सोडियम बन्द पात्र के भीतर सूखी वायु में बहुत समय तक बिना आक्सीकरण के रखा जा सकता है पर साधारणतः इसकी बत्तियाँ पेट्रोलियम से भिगो दी जाती हैं। छोटे-छोटे टुकड़ों में पेट्रोलियम में रखने से बहुत समय तक रह सकता है।

चित्र १५

दाहक सोडा के स्थान में सोडियम क्लोराइड के व्यवहार से सोडियम प्राप्त करने की अनेक चेष्टाएँ हुई हैं। इससे लाभ यह है कि सोडियम क्लोराइड अधिक सस्ता होता है और इसके दोनों क्रिया-फल सोडियम और क्लोरीन उपयोगी होते हैं। इसमें कठिनता यह है कि

सोडियम क्लोराइड को पिघलाने के लिए उच्च तापक्रम की आवश्यकता होती है। उस उच्च तापक्रम पर सोडियम उड़ जाता है और जलने भी लगता है। केवल एक ही कारखाना ज्ञात है जहाँ सोडियम क्लोराइड को पिघलाकर उसके विद्युत्-विच्छेदन से सोडियम धातु प्राप्त होती है। यह वृत्ताकार ईंट के भट्ठे में होता है जहाँ धन विद्युत्द्वार ग्रेफ़ाइट या कार्बन का और ऋण विद्युत्द्वार खोखले लोहे का (चित्र १९) होता है।

रासायनिक शुद्ध सोडियम शुद्ध सोडियम क्लोराइड को कालसियम धातु के साथ शून्य में स्रवित करने से प्राप्त होता है।

गुण। सोडियम श्वेत धातु है। इसमें चाँदी सी चमक होती है, पर यह चमक तुरन्त कटी तह पर ही देखी जा सकती है। आक्सीकरण के कारण साधारण तापक्रम पर भी इसकी तह धुँधली हो जाती है।

विशेष अवस्थाओं में यह मणिभीय रूप में भी प्राप्त हो सकता है। ऐसा समझा जाता है कि मणिभीय रूप में इसके दो रूपान्तर होते हैं। इन रूपान्तरों का नाम अल्फ़ा-सोडियम और बीटा-सोडियम रखा गया है। सोडियम कोलायडल अवस्था में भी प्राप्त हो सकता है।

0° श पर इसका आपेक्षिक घनत्व ०·९७२३ होता है। साधारण तापक्रम पर यह कोमल घनवर्धनीय मोम सा घन होता है पर -२०° श पर यह कठोर हो जाता है। 0° श पर यह बहुत तन्य होता है। ९७·६$^\circ$ श पर पिघलकर पारद सदृश द्रव में परिणत हो जाता है। यह ८८२·९$^\circ$ श पर उबलता है। पतली तहों में इसका वाष्प रङ्गहीन होता है पर मोटी तहों में एक विशेष किरमजी रङ्ग का होता है। इसका वाष्प एक-परमाणुक होता है अर्थात् सोडियम के वाष्प के अणु में केवल एक परमाणु होता है। ताप और विद्युत्-चालकता में स्वर्ण, चाँदी और ताम्र के बाद सोडियम का ही स्थान आता है।

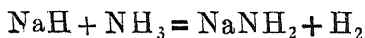
वायु में खुला रखने से यह शीघ्र ही आक्सीकृत हो जाता है। वस्तुतः आक्सिजन और क्लोरीन में यह तीव्रता से जलता है; यद्यपि इन सूखी गैसों से इस पर कोई क्रिया नहीं होती है। क्लोरीन के साथ यह सोडियम

क्लोराइड बनता है। आक्सीजन में जलने से यह सोडियम मनाक्साइड, Na_2O, और सोडियम पेराक्साइड Na_2O_2 बनता है। जल पर डालने से सोडियम उस पर पहले तैरता है, उससे फिर हाइड्रोजन निकलता है और अन्त में उसमें घुल जाता है। इस प्रकार घुलकर सोडियम सोडियम हाइड्राक्साइड बनता है। उष्ण जल या स्टार्च के द्वारा गाढ़े किये जल पर सोडियम डालने से पीत ज्वाला के साथ हाइड्रोजन जल उठता है।

सोडियम सायनाइड, सोडियम पेराक्साइड और अनेक कार्बनिक यौगिकों के तैयार करने में सोडियम प्रयुक्त होता है। मैगनीसियम, सिलिकन, और बोरन के प्राप्त करने में भी यह व्यवहृत होता है। विद्युत्-विच्छेदन विधि के आविष्कार के पूर्व अलुमिनियम प्राप्त करने में सोडियम उपयुक्त होता था। रसायनशाला में सोडियम-पारद-मिश्रण लघ्वीकारक के रूप में कार्बनिक रसायन में प्रयुक्त होता है। पारद के स्थान में कभी-कभी सोडियम-पारद-मिश्रण सोना और चाँदी के निकालने में उपयुक्त होता है।

सोडियम हाइड्राइड, NaH। सोडियम हाइड्राइड सबसे पहले मोयासन द्वारा तैयार हुआ था। सोडियम को निकेल की नाव पर रखकर ३७०° श पर तप्त करके उस पर हाइड्रोजन को धीरे-धीरे ले जाने से सोडियम हाइड्राइड बनता है। साधारणतः दहन भट्ठी में सोडियम को गरम करते हैं।

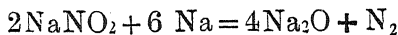
गुण। सोडियम हाइड्राइड वर्ण-रहित मणिभीय उद्धनित के रूप में प्राप्त होता है। इसका आपेक्षिक घनत्व ०·९२ होता है। तीव्र आँच से शून्य में यह सोडियम और हाइड्रोजन में विघटित हो जाता है। जल के द्वारा शीघ्र ही विच्छेदित हो दाहक सोडा और हाइड्रोजन इससे प्राप्त होते हैं। इसके मणिभ आर्द्र वायु अथवा हाइड्रोक्लोरिक अम्ल से भी विच्छेदित हो जाते हैं। यह तीव्रता से फ़्लोरीन, क्लोरीन और नाइट्रोजन पेराक्साइड में जलता है। शुद्ध अमोनिया से यह सोडामाइड बनता है।

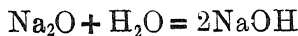
$$NaH + NH_3 = \underset{\text{सोडामाइड}}{NaNH_2} + H_2$$

आर्द्र कार्बन डायक्साइड के साथ संयुक्त हो यह सोडियम फौर्मेट $HCOONa$ बनता है।

सोडियम के आक्साइड। सोडियम से दो आक्साइड बनते हैं, एक प्रबल भास्मिक आक्साइड, सोडियम मनाक्साइड, Na_2O, और दूसरा सोडियम डायक्साइड या सोडियम पेराक्साइड, Na_2O_2। सम्भवतः एक तीसरा भूरे रङ्ग का आक्साइड सोडियम सब-आक्साइड Na_3O भी होता है।

सोडियम मनाक्साइड, Na_2O। पूर्णतया शुष्क वायु में सोडियम आक्सीकृत नहीं होता पर कुछ आर्द्र आक्सिजन में गरम करने से यह जल-कर मनाक्साइड और पेराक्साइड का मिश्रण बनता है। यदि आक्सिजन की मात्रा परिमित हो और सोडियम १८०° श के ऊपर गरम न किया जाय तो क्रियाफल को स्रवित करने से अविकृत सोडियम अलग होकर शुद्ध सोडियम मनाक्साइड प्राप्त होता है।

सोडियम नाइट्राइट को सोडियम धातु के साथ गरम करने से भी सोडि-यम मनाक्साइड प्राप्त होता है।

$$2NaNO_2 + 6\ Na = 4Na_2O + N_2$$

यह श्वेत मणिभीय घन होता है। इसका विशिष्ट घनत्व २·८०५ है। यह धुँधले रक्त-ताप पर पिघलता और उच्चतर तापक्रम पर उड़ जाता है। ४००° श के ऊपर गरम करने से सोडियम पेराक्साइड और सोडियम में विच्छेदित हो जाता है। जल से तीव्रता से आक्रान्त हो यह सोडियम हाइड्राक्साइड बनता है।

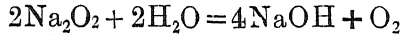
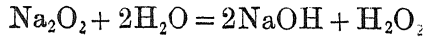
$$Na_2O + H_2O = 2NaOH$$

सोडियम डायक्साइड या सोडियम पेराक्साइड, Na_2O_2। सोडियम को वायु या आक्सिजन के बाहुल्य में गरम करने से सोडियम डाय-क्साइड प्राप्त होता है। बड़ी मात्रा में यह निम्न-लिखित रीति से तैयार होता है—

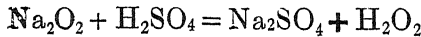
सोडियम धातु को अलुमिनियम के थाल में रखकर यन्त्रों की सहायता से प्रायः ३००° श तक तप्त लोहे की नली में ले जाते हैं। इस नली

में जल और कार्बन डायक्साइड से रहित वायु सदा बहती रहती है। इस प्रकार सोडियम पूर्ण रूप से आक्सीकृत हो सोडियम पेराक्साइड बन जाता है। क्रियाफल में प्रतिशत ९३ के लगभग Na_2O_2 रहता है। इस विधि से प्रायः ५०० टन सोडियम पेराक्साइड प्रतिवर्ष तैयार होता है।

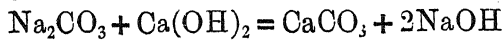
शुद्ध सोडियम पेराक्साइड पीत वर्ण का होता पर वायु में खुला रहने से जल और कार्बन डायक्साइड के खींच लेने के कारण श्वेत हो जाता है। साधारण तापक्रम पर वायु में यह स्थायी होता है पर गरम करने से उच्च तापक्रम पर इससे आक्सिजन निकलता है।

यह जल में घुलता है। इस प्रकार घुलने से सोडियम हाइड्राक्साइड और हाइड्रोजन पेराक्साइड बनता है। तापक्रम के उच्च होने से हाइड्रोजन पेराक्साइड फिर जल और आक्सिजन में विच्छेदित हो जाता है।

$$Na_2O_2 + 2H_2O = 2NaOH + H_2O_2$$
$$2Na_2O_2 + 2H_2O = 4NaOH + O_2$$

तनु खनिज अम्लों के साथ इससे सोडियम के लवण और हाइड्रोजन पेराक्साइड प्राप्त होते हैं।

$$Na_2O_2 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + H_2O_2$$

यह प्रबल आक्सीकारक होता है। इस कारण आयर्न पिराइटीज़ और क्रोम-आयर्न पत्थर सदृश खनिजों के विश्लेषण में व्यवहृत होता है। हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में सोडियम पेराक्साइड का विलयन, जिसमें सोडियम क्लोराइड और हाइड्रोजन पेराक्साइड रहता है, बड़ी मात्रा में पयाल को विरञ्जित करने के लिए 'सोडा ब्लीच' के नाम से निर्मित होता है।

सोडियम हाइड्राक्साइड या सोडियम हाइड्रेट या दाहक सोडा, NaOH। सोडियम कार्बनेट को बुझे चूने के साथ मिलाने से सोडियम हाइड्राक्साइड प्राप्त होता है।

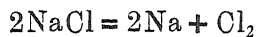
$$Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 = CaCO_3 + 2NaOH$$

अविलेय कालसियम कार्बनेट और कालसियम हाइड्राक्साइड को निःस्यन्दन द्वारा सोडियम हाइड्राक्साइड के विलयन से पृथक् कर विलयन को

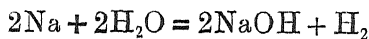
समाहृत करते हैं। कालसियम हाइड्राक्साइड की अपेक्षा कालसियम कार्बनेट बहुत कम विलेय होता है। सोडियम हाइड्राक्साइड के विलयन में कालसियम हाइड्राक्साइड की विलेयता बहुत कम हो जाती है। विलयन में यदि सोडियम हाइड्राक्साइड की मात्रा प्रतिशत १० से अधिक हो जाय तो कालसियम हाइड्राक्साइड की विलेयता कालसियम कार्बनेट के प्रायः बराबर हो जाती है। अतः प्रतिशत १० से अधिक समाहरण का विलयन होने से सोडियम कार्बनेट पर बुझे चूने की बिलकुल क्रिया नहीं होती अथवा यदि दाहक सोडा का विलयन समाहृत हो तो विपरीत क्रिया सञ्चालित हो सकती है। यदि सारा सोडियम कार्बनेट आक्रान्त न हो जाय तो सोडियम हाइड्राक्साइड में सोडियम कार्बनेट मिला रह जाता है। इन कारणों से क्रियाफल में सोडियम हाइड्राक्साइड का समाहरण १० प्रतिशत से अधिक नहीं होना चाहिए। इससे विलयन के सुखाने से सोडियम हाइड्राक्साइड के मणिभ प्राप्त नहीं होते। जब विलयन का अधिकांश जल उड़ जाता है तब अवशिष्ट द्रव को ठण्डा करने से वह घनीभूत हो जाता है और तब बत्ती के रूप में ढाँचे में ढाला जाता है।

बड़ी मात्रा में इस रीति से सोडियम हाइड्राक्साइड के तैयार करने में लीब्लाँक विधि से प्राप्त सोडियम कार्बनेट का विलयन प्रयुक्त होता है। इस विलयन को चूने की अधिक मात्रा के साथ लोहे के चहबच्चे में, जिनमें यान्त्रिक प्रक्षोभक लगे रहते हैं, मिलाते हैं और वाष्प के द्वारा गरम करने के पश्चात् उसमें वायु ले जाते हैं। इसमें थोड़ा सोडियम नाइट्रेट भी डालते हैं। इससे विलयन का सोडियम सल्फ़ाइड सोडियम सल्फ़ेट में आक्सीकृत हो जाता है। इस विलयन को फिर स्थिर होने के लिए थोड़ी देर छोड़ देते हैं। स्वच्छ विलयन को फिर निथारकर अर्ध-गोलाकार पात्रों में उबालते हैं। जैसे-जैसे पानी निकलता जाता है वैसे-वैसे विलयन का तापक्रम १४०° श से ऊपर बढ़ता जाता है और अन्त में २६०° श तक पहुँच जाता है। उच्च तापक्रम के कारण सायनाइड विच्छेदित हो जाता है और उसकी तह पर ग्रेफ़ाइट का झाग जम जाता है। फिर एक बार और उसमें वायु ले जाने और शोरे

के डालने से वह आक्सीकृत किया जाता है और तापक्रम कुछ घण्टों तक वैसा ही रखा जाता है। इससे लोहे के आक्साइड और अन्यान्य अपद्रव्य नीचे बैठ जाते हैं और पिघला हुआ दाहक सोडा साँचे में बहा लिया जाता है। साँचे में यह घनीभूत हो जाता है।

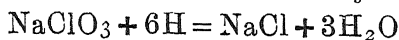
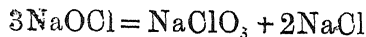
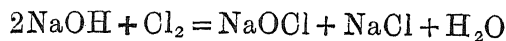
आजकल सोडियम हाइड्राक्साइड नमक के विलयन के विद्युत्-विच्छेदन से प्राप्त होता है। इस विधि को 'कास्टनर की विधि' कहते हैं। इस विधि में सोडियम क्लोराइड विद्युत् के द्वारा सोडियम और क्लोरीन में विच्छेदित हो जाता है।

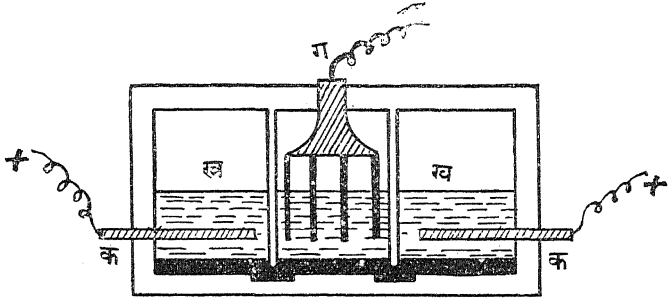
$$2NaCl = 2Na + Cl_2$$

इस प्रकार से प्राप्त सोडियम फिर जल की क्रिया से सोडियम हाइड्राक्साइड बनता और हाइड्रोजन मुक्त करता है।

$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2$$

इसमें सावधानी यह रखनी चाहिए कि क्लोरीन दाहक सोडा के संसर्ग में न आवे; क्योंकि दाहक सोडा के संसर्ग में आने से दोनों के बीच क्रियाएँ होकर अन्य क्रिया-फल प्राप्त होते हैं।

$$2NaOH + Cl_2 = NaOCl + NaCl + H_2O$$

$$3NaOCl = NaClO_3 + 2NaCl$$

$$NaClO_3 + 6H = NaCl + 3H_2O$$

कास्टनर ने जो विधि निकाली है उसमें यह कठिनता दूर हो जाती है। यहाँ एक समचतुरस्र पात्र होता है। इस पात्र में समुद्र-जल से प्राप्त नमक का विलयन रखा जाता है। यह पात्र तीन भागों में विभक्त रहता है। पात्र के पेंदे में $\frac{1}{2}$ इंच मोटी पारे की तह होती है। पात्र के हिलाने से पारा एक भाग से दूसरे भाग में बह जाता है। बाहर के दो भागों ख ख में नमक का विलयन रखा जाता है। बीच के भाग में जल रहता है। बीच के भाग में लोहे का छड़ विद्युत्द्वार ग भी लटका रहता है। बाहर के दो भागों ख ख में कार्बन के डण्ठल क क रहते हैं। कार्बन के डण्ठलों के द्वारा विद्युत् नमक के विलयन में, विलयन से पात्र के पेंदे के पारद में और

पारद से बीच के भाग के ऋण विद्युत्द्वार द्वारा बहता रहता है। पात्र के दोनों बाह्य भागों में सोडियम क्लोराइड विच्छेदित होता है। धन

चित्र १६

विद्युत् द्वार पर क्लोरीन मुक्त हो नलों के द्वारा बाहर निकलता है और सोडियम पारद के साथ पारद-मिश्रण बनता है। यह पारद-मिश्रण बीच के भाग के जल के साथ मिलकर सोडियम हाइड्राक्साइड बनता और हाइड्रोजन मुक्त करता है। नली द्वारा यह हाइड्रोजन बाहर निकल जाता है।

सोडियम हाइड्राक्साइड श्वेत अमणिभीय घन होता है। यह अति प्रबल दाहक और प्रबल प्रस्वेद्य होता है। यह कार्बन डायक्साइड का शोषण करता है। यह जल में विलेय होता है और इस विलयन के बनने में बहुत गरमी निकलती है। समाहृत विलयन के ठण्डा करने से ८° श पर एक मणिभीय हाइड्रेट $NaOH, 7H_2O$ बनता है। यह एक प्रबल चार है। साबुन बनाने में इसकी सबसे अधिक मात्रा प्रयुक्त होती है।

सोडियम क्लोराइड या नमक, $NaCl$ । सोडियम के यौगिकों में सोडियम क्लोराइड सबसे महत्त्व का है। इसकी व्यापकता का उल्लेख पहले हो चुका है।

नमक यदि पर्याप्त शुद्ध है तो नमक की खानों से सीधे घन के रूप में यह प्राप्त होता है। पर साधारणतः जल में घुलाकर नमक को खानों से बाहर पम्प करते हैं। इस प्रकार नमक के अविलेय अपद्रव्य दूर हो जाते हैं। नमक के विलयन को कड़ाहों में गाढ़ा करने से शुद्ध नमक प्राप्त होता है। यदि नमक का विलयन अधिक समाहृत नहीं है तो वायु में खुला रखने से यह पहले कुछ गाढ़ा किया जाता है। पल्लवों के ढेरों पर विलयन को टपकाने से यह कार्य शीघ्रता से होता है। पीछे कड़ाहों में गरम करने से उसे समाहृत करते हैं। जैसे-जैसे नमक पृथक् होता जाता है, छेदवाले कलछों से उसे निकालते जाते हैं। इस प्रकार से प्राप्त सोडियम क्लोराइड शुद्ध नहीं होता। इसमें कुछ दूसरे लवण—जैसे सोडियम सल्फ़ेट, कालसियम सल्फ़ेट और मैगनीसियम क्लोराइड—मिले रहते हैं। मैगनीसियम या कालसियम क्लोराइड के कारण ही आर्द्र वायु में नमक पसीजता है।

समुद्र-जल को समुद्र-तट पर बनी बड़ी-बड़ी छिछली क्यारियों में रखकर सूर्य की गरमी से गाढ़ा करते हैं। जैसे-जैसे नमक का विलयन समाहृत होता जाता है वैसे-वैसे नमक के मणिभ पृथक् होते जाते हैं और छानकर क्यारियों के किनारे में एकत्र किये जाते हैं। जब उन मणिभों से अधिकांश विलयन बहकर अलग हो जाता है तब वे उठा लिये जाते हैं। इस रीति से प्राप्त नमक बहुत अशुद्ध होता है।

सोडियम क्लोराइड के समाहृत जलीय विलयन में हाइड्रोजन क्लोराइड (गैस) के ले जाने से शुद्ध सोडियम क्लोराइड का अवक्षेप प्राप्त होता है, अन्य लवण विलयन में ही रह जाते हैं।

सोडियम क्लोराइड वर्ण-रहित अनार्द्र घनाकार मणिभ बनता है। कभी-कभी इसके मणिभ अष्ट-फलकीय भी होते हैं। १०° श पर इससे सूच्याकार मणिभ प्राप्त होते हैं जिनमें मणिभीकरण के जल के दो अणु रहते हैं।

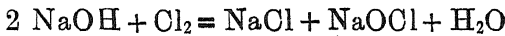
सोडियम क्लोराइड मनुष्य और अन्य प्राणियों का एक आवश्यक आहार है। प्रत्यक्ष या परोक्ष रीति से प्रायः १० सेर नमक प्रतिवर्ष प्रत्येक मनुष्य के

लिए आवश्यक होता है। आमाशय के रसों में जो हाइड्रोक्लोरिक अम्ल रहता है वह इसी नमक के विच्छेदन से प्राप्त होता है। नमक मिट्टी के पात्रों पर लुक् फेरने के लिए भी व्यवहृत होता है। धोनेवाला सोडा, सोडा भस्म, दाहक सोडा और सोडियम सल्फेट के निर्माण में यह प्रयुक्त होता है। हाइड्रोक्लोरिक अम्ल और क्लोरीन के निर्माण का यही उद्गम है।

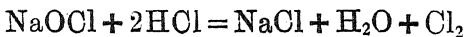
सोडियम ब्रोमाइड, NaBr, और सोडियम आयोडाइड, NaI। ये दोनों लवण उसी प्रकार तैयार होते हैं जिस प्रकार पोटासियम ब्रोमाइड और पोटासियम आयोडाइड तैयार होते हैं।

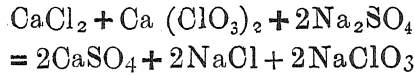
तप्त समाहृत विलयन से ये दोनों लवण अनार्द्र घनाकार मणिभ बनते हैं पर साधारण तापक्रम पर इनके विलयनों से सूच्याकार समपार्श्व प्राप्त होते हैं और इन दोनों में मणिभीकरण के जल के दो-दो अणु होते हैं। ये दोनों लवण सोडियम क्लोराइड के समरूपी होते हैं। सोडियम ब्रोमाइड ७४८° श पर और सोडियम आयोडाइड ६६२° श पर पिघलता है। ये दोनों लवण कोलायडल रूप में भी प्राप्त होते हैं।

सोडियम हाइपो-क्लोराइट, NaOCl। दाहक सोडा के विलयन में क्लोरीन गैस के ले जाने से सोडियम क्लोराइड और सोडियम हाइपो-क्लोराइट का मिश्रण प्राप्त होता है। इसके लिए विलयन तनु और ठण्डा होना

$$2\ NaOH + Cl_2 = NaCl + NaOCl + H_2O$$

चाहिए। समाहृत और उष्ण विलयन से सोडियम क्लोरेट प्राप्त होता है।

सोडियम हाइपोक्लोराइट शुद्धावस्था में प्राप्त नहीं हुआ है। विरञ्जक रूप में यह पर्याप्त मात्रा में तैयार होता और प्रयुक्त होता है। साधारणतः इसके लिए जो विलयन प्राप्त होता है उसमें ७ से १५ प्रतिशत से अधिक काम का क्लोरीन नहीं होता। अम्लों की क्रिया से इससे क्लोरीन मुक्त होता है।

$$NaOCl + 2HCl = NaCl + H_2O + Cl_2$$

सोडियम क्लोरेट, $NaClO_3$। चूने के गरम दूध में क्लोरीन ले जाने से कालसियम क्लोरेट और कालसियम क्लोराइड का विलयन प्राप्त होता है। इस मिश्रण से जहाँ तक हो सकता है कालसियम क्लोराइड को आंशिक मणिभीकरण के द्वारा निकाल डालते हैं। अवशिष्ट विलयन के कालसियम क्लोरेट को फिर सोडियम सल्फेट के द्वारा विच्छेदित करते हैं।

$$CaCl_2 + Ca\ (ClO_3)_2 + 2Na_2SO_4$$
$$= 2CaSO_4 + 2NaCl + 2NaClO_3$$

अविलेय कालसियम सल्फेट छान लिया जाता है। विलयन को फिर समाहृत करते हैं। पहले सोडियम क्लोराइड पृथक् हो जाता है। पर्याप्त समाहृत कर ठण्डा करने से सोडियम क्लोरेट के मणिभ प्राप्त होते हैं।

सोडियम क्लोरेट से दो प्रकार के मणिभ बनते हैं। इसका विशिष्ट-घनत्व २·२६ है। वायु में खुला रखने से यह आर्द्र हो जाता है। पोटासियम क्लोरेट से बहुत अधिक यह जल में विलेय होता है। उष्ण अलकोहल में भी यह शीघ्रता से घुल जाता है। गरम करने से ३०२° श पर पिघलता है और इसका अधिकांश सोडियम क्लोराइड, सोडियम पर-क्लोरेट और थोड़े आक्सिजन में विच्छेदित हो जाता है। पोटासियम क्लोरेट से अधिक विलेय होने के कारण अनिलीन ब्लैक रङ्ग के निर्माण में यह प्रयुक्त होता है। प्रस्वेद्य होने के कारण आतशबाज़ी में पोटासियम क्लोरेट के स्थान में यह प्रयुक्त नहीं हो सकता।

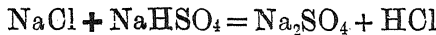
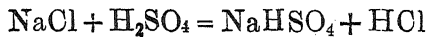
सोडियम हाइड्रोजन सल्फ़ाइट, $NaHSO^3$। सोडियम कार्बनेट के विलयन को सल्फ़र डायक्साइड के द्वारा संतृप्त करने से और विलयन को ठण्डा करने या साधारण तापक्रम पर समाहृत करने से सोडियम हाइड्रोजन सल्फ़ाइट के मणिभ प्राप्त होते हैं। इसके जलीय विलयन में अलकोहल डालने से श्वेत चूर्ण के रूप में यह लवण अवक्षिप्त हो जाता है।

इस लवण की क्रिया आम्लिक होती है। वायु में खुला रखने से आक्सिजन का शोषण कर यह सल्फ़ेट में परिणत हो जाता है। इस लवण में सल्फ़र

डायक्साइड की गन्ध होती है। इसका स्वाद बहुत अरुचिकर होता है। यह क्लोरीन को शोषित कर लेता है। इस कारण कागज़ के पल्प से क्लोरीन दूर करने में यह प्रयुक्त होता है। इसका समाहृत विलयन शराब के पीपे को रन्ध्रोघ्न बनाने में काम आता है। गन्धक को घुलाकर यह सोडियम थायोसल्फेट में परिणत हो जाता है। यह प्रबल लध्वीकारक होता है।

सोडियम सल्फ़ेट, Na_2SO_4 $10H_2O$ । अनार्द्र सोडियम सल्फेट को 'साल्ट केक' और मणिभीय सोडियम सल्फेट को 'ग्लौबर का लवण' कहते हैं। यह लवण प्रकृति में भी पाया जाता है। समुद्र-जल और नमक-झीलों के जलों में यह रहता है। अनेक खनिज जलों में भी सोडियम सल्फ़ेट पाया जाता है। अनेक स्थानों में कालसियम सल्फेट के साथ-साथ 'ग्लौबेराइट' $Na SO_4, CaSO_4$ के रूप में यह पाया जाता है।

यह ली-ब्लांक विधि से सोडा के निर्माण में तैयार होता है। इस विधि का सविस्तर वर्णन सोडियम कार्बनेट के वर्णन में दिया जायगा। यहाँ सोडियम क्लोराइड पर गन्धकाम्ल की क्रिया से पहले सोडियम हाइड्रोजन सल्फेट बनता है। यह सोडियम हाइड्रोजन सल्फेट सोडियम क्लोराइड के साथ तीव्र आँच से सोडियम सल्फेट में परिणत हो जाता है।

$$NaCl + H_2SO_4 = NaHSO_4 + HCl$$
$$NaCl + NaHSO_4 = Na_2SO_4 + HCl$$

इस लवण के मणिभों को वायु में खुला रखने से मणिभों का जल निकल जाता है और वे अनार्द्र हो जाते हैं। इस क्रिया को मणिभों का प्रस्फुरण कहते हैं। ये मणिभीकरण के जल में ३२·५° श पर पिघलते हैं और १००° श से निम्न तापक्रम पर ही उनका सारा जल निकल जाता है।

सोडियम थायो-सल्फ़ेट, $Na_2S_2O_3, 5H_2O$ । सोडियम थायो-सल्फ़ेट का व्यापारिक नाम 'हाइपो-सल्फ़ाइट आफ़ सोडा' या केवल 'हाइपो' है। इसी अन्तिम नाम से फ़ोटोग्राफ़ी में, और क्लोरीन प्रतिरोधक के रूप में, यह व्यवहृत होता है।

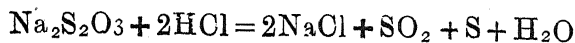
मणिभीय सेाडियम सल्फ़ाइट का जल में प्रायः संतृप्त विलयन तैयार कर उसमें गन्धक की धूल डालकर खूब हिलाने श्रौर गरम करने से सेाडियम थायेा-सल्फ़ेट बनता है। बचे हुए गन्धक को छानकर निकाल डालने श्रौर विलयन को ठण्डा करने से इसके मणिभ पृथक् हो जाते हैं। द्रव भाग को ढालकर निकाल देने श्रौर मणिभों को निःस्यन्दन पत्रों के बीच दबाने से शुष्क मणिभ प्राप्त होते हैं।

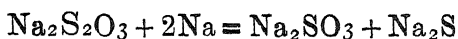
इसके तैयार करने की सस्ती विधि ली-ब्लांक विधि में प्राप्त अलकली उच्छिष्ट से है। इसे वायु में खुला रखने से यह कालसियम थायेा-सल्फ़ेट CaS_2O_3 में परिणत हो जाता है। इस कालसियम थायेा-सल्फ़ेट को सेाडियम कार्बनेट के द्वारा विच्छेदित करने से सेाडियम थायेा-सल्फ़ेट प्राप्त होता है।

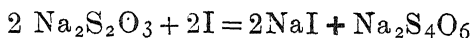
सेाडियम थायेा-सल्फ़ेट बड़े-बड़े पारदर्शक समपार्श्वीय मणिभों में प्राप्त होता है। इनमें मणिभीकरण के जल के पाँच अणु होते हैं। यह रङ्गहीन श्रौर स्वाद में शीत-उत्पादक होता है। इसमें आम्लिक क्रिया नहीं होती। यह वायु में अविकृत रह जाता है। इसके मणिभ मणिभीकरण के जल में ४८·५° श पर पिघलते हैं। गरम करने से २१५° श पर इसका सब जल निकल जाता श्रौर २२०° श पर गन्धक भी पृथक् हो जाता है।

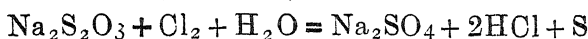
इसका विशिष्ट घनत्व १·६७३ है। यह जल में बहुत विलेय होता है श्रौर इसके अतितृप्त विलयन बहुत सरलता से बनते हैं। यह अलकोहल में अविलेय होता है। इसका जलीय विलयन बहुत समय तक नहीं रखा जा सकता। इससे गन्धक धीरे-धीरे पृथक् होता है श्रौर यह कुछ-कुछ सेाडियम सल्फ़ाइट में परिणत हो जाता है।

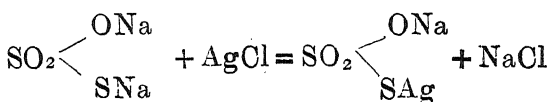
तनु अम्लों की क्रिया से सल्फ़र डायक्साइड निकलता है श्रौर गन्धक का बारीक चूर्ण अवक्षिप्त हो जाता है।

$$Na_2S_2O_3 + 2HCl = 2NaCl + SO_2 + S + H_2O$$

सेाडियम-पारद-मिश्रण की क्रिया से यह सेाडियम सल्फ़ाइट श्रौर सेाडियम सल्फ़ाइड में परिणत हो जाता है।

$$Na_2S_2O_3 + 2Na = Na_2SO_3 + Na_2S$$

जलीय विलयन में साधारण तापक्रम पर आयोडीन के साथ इसकी क्रिया होती है। यह क्रिया आयोडीन की मात्रा के निर्धारण में आयतन-मित विश्लेषण में प्रयुक्त होती है। इस क्रिया का समीकरण यह है—

$$2\ Na_2S_2O_3 + 2I = 2NaI + Na_2S_4O_6$$

क्लोरीन के साथ इसकी क्रिया इस प्रकार होती है—

$$Na_2S_2O_3 + Cl_2 + H_2O = Na_2SO_4 + 2HCl + S$$

अतः क्लोरीन से विरञ्जित पदार्थों का क्लोरीन दूर करने के लिए यह लवण प्रयुक्त होता है। फ़ोटोग्राफ़ी में पट्ट पर के अविकृत चाँदी के लवणों को विलीन करने के लिए भी यह व्यवहृत होता है। चाँदी के लवणों के संसर्ग से गन्धक से संयुक्त सोडियम का स्थान चाँदी ले लेती है। इससे चाँदी का लवण इसमें घुल जाता है। सोडियम थायो-सल्फ़ेट का संगठन-सूत्र $SO_2\langle{}^{ONa}_{SNa}$ है। चाँदी के लवणों के साथ क्रिया इस प्रकार होती है।

$$SO_2\langle{}^{ONa}_{SNa} + AgCl = SO_2\langle{}^{ONa}_{SAg} + NaCl$$

सोडियम नाइट्रेट या चीली का शोरा, $NaNO_3$। पेरू, चीली और बोलीभिया के उन प्रदेशों में जहाँ वृष्टि नहीं होती सोडियम नाइट्रेट का विस्तृत निःक्षेप 'कालिके' के नाम से पाया गया है। इन निःक्षेपों में सोडियम नाइट्रेट के साथ-साथ नमक, जिप्सम, सोडियम सल्फ़ेट और थोड़ी-थोड़ी मात्रा में सोडियम आयोडेट, क्लोरेट और परक्लोरेट मिले रहते हैं। सोडियम नाइट्रेट की मात्रा प्रतिशत २७ से ६५ तक रहती है। मणिभी-करण द्वारा शोधन करने पर इसमें शुद्ध नाइट्रेट ९७·८ प्रतिशत, सोडियम क्लोराइड १·८४ प्रतिशत, सोडियम सल्फ़ेट ०·२५ प्रतिशत और जल ०·११ प्रतिशत रहते हैं।

सोडियम नाइट्रेट अधिककोणीय समानान्तर षट्-फलक के रूप में मणिभ बनता है। वायु में खुला रखने पर इसके मणिभ प्रस्वेद्य होते हैं। यह जल में बहुत विलेय होता है। कोयले या अन्य दहनशील पदार्थों के साथ सामान्य शोरे के सदृश यह तीव्रता से विस्फुटित नहीं होता। प्रस्वेद्य होने के कारण पोटासियम नाइट्रेट के स्थान में बारूद में यह प्रयुक्त नहीं हो सकता। इसकी सबसे अधिक मात्रा खाद के रूप में व्यवहृत होती है। इसके द्वारा पेाधों को बड़ी शीघ्रता से नाइट्रोजन प्राप्त होता है। सन् १९१२ ई० में २,५००,००० टन असंस्कृत नाइट्रेट खानों से निकला था।

सोडियम नाइट्राइट, $NaNO_2$। सोडियम नाइट्रेट को सीस या काष्ठ कोयले या दाहक सोडा और गन्धक के साथ गरम करने से सोडियम नाइट्राइट प्राप्त होता है। क्रियाफल को जल में घुलाने से सोडियम नाइट्राइट विलयन में आ जाता है और उस विलयन को ठण्डा करने से सोडियम नाइट्राइट के मणिभ पृथक् हो जाते हैं।

आजकल वायु-मण्डल के नाइट्रोजन के विद्युत्-आक्सीकरण द्वारा भी यह लवण प्राप्त होता है। इस प्रकार के आक्सीकरण से NO और NO_2 का मिश्रण प्राप्त होता है। इस मिश्रण को दाहक सोडा के विलयन में ले जाने और विलयन से मणिभीकृत करने से सोडियम नाइट्राइट प्राप्त होता है।

$$2NaOH + NO_2 + NO = 2NaNO_2 + H_2O$$

सोडियम नाइट्राइट २७१° श पर पिघलता है। यह अत्यल्प पीत वर्ण का होता है। इसका जलीय विलयन भी पीला होता है। लिटमस के द्वारा परीक्षण से यह कुछ क्षारीय होता है। बोगस्की के मतानुसार शुष्क लवण वर्ण-रहित होता है। यह औषधों और कृत्रिम रङ्गों के निर्माण में अत्यधिक मात्रा में प्रयुक्त होता है।

सोडियम बोरेट, सोहागा, $Na_2B_4O_7, 10H_2O$। सोहागा बहुत प्राचीन काल से ज्ञात है। द्रावक के रूप में यह बहुत प्राचीन काल

से प्रयुक्त होता चला आता है। १७ वीं सदी के अन्त तक इसके सङ्गठन का ज्ञान लोगों को कुछ नहीं था। सन् १७४७ ई० में पहले-पहल इसके सङ्गठन का ठीक-ठीक ज्ञान प्राप्त हुआ। बैरोन ने बताया कि सोहागा सोडा और बोरिक अम्ल का यौगिक है। प्राचीन काल में सारे संसार की सोहागे की माँग भारत और तिब्बत से पूरी होती थी। भारत और तिब्बत में असंस्कृत सोहागा, टिंकाल, टङ्कण, $Na_2B_4O_7,10H_2O$, प्राप्त होता था। पीछे यह टङ्कण उत्तरीय अमेरिका के सूखे हुए झीलों के तल में अत्यधिक मात्रा में पाया गया।

सोहागे की बड़ी मात्रा आजकल टसकन के बोरिक अम्ल से प्राप्त होती है। इसे सोडा भस्म के साथ भट्टी में गरम करके क्रिया-फल को तप्त जल से प्रक्षालित कर विलयन से मणिभ पृथक् होने के लिए छोड़ देते हैं। इस प्रकार सोहागे के मणिभ पृथक् हो जाते हैं।

सोहागा सूच्याकार समपार्श्व में मणिभीकृत होता है। ठण्डे जल की अपेक्षा उष्ण जल में यह अधिक विलेय होता है। साधारण तापक्रम पर १०० भाग जल में केवल पाँच भाग सोहागे का और १००° श पर १०० भाग जल में २०० भाग सोहागे का घुलता है। इसका जलीय विलयन क्षारीय होता है।

गरम करने से सोहागा अनार्द्र कोमल स्पंजी ढेर में परिणत हो जाता है। इस रूप में यह लोहे के जोड़ने में काम आता है। बहुत गरम करने से यह पारदर्शक काँच सदृश ढेर में, जिसे 'सोहागा काँच' कहते हैं, परिणत हो जाता है। इस सोहागा-काँच में अनेक धातुओं के आक्साइडों के घुलाने की क्षमता रहती है। इसमें लोहा, मैंगनीज़, कोबाल्ट और निकेल के सदृश धातुओं से रङ्गीन काँच प्राप्त होता है, जिससे इन धातुओं के पहचानने में बड़ी सहायता मिलती है। सोहागे के और भी अनेक उपयोग हैं। प्रबल रक्षोघ्न होने के कारण भोज्य पदार्थों के सुरक्षित रखने में यह व्यवहृत होता है। मिट्टी के पात्रों और वस्त्रों पर लुक् फेरने के लिए भी इसका

उपयोग होता है। टाँका देने के पहले धातुओं की तहों को स्वच्छ करने में यह काम आता है।

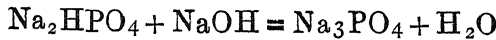
सोडियम फ़ास्फ़ेट। फ़ास्फ़रिक अम्ल के त्रिभास्मिक होने के कारण सोडियम के तीन फ़ास्फ़ेट होते हैं—एक ट्राइ-सोडियम फ़ास्फ़ेट Na_3PO_4, दूसरा डाइ-सोडियम हाइड्रोजन फ़ास्फ़ेट, Na_2HPO_4 और तीसरा सोडियम हाइड्रोजन फ़ास्फ़ेट NaH_2PO_4। इनमें डाइसोडियम हाइड्रोजन फ़ास्फ़ेट व्यापार का सामान्य सोडियम फ़ास्फ़ेट है।

फ़ास्फ़रिक अम्ल में तब तक सोडियम कार्बनेट डालने से जब तक वह क्षारीय न हो जाय और फिर विलयन को समाहृत कर ठण्डा करने से डाइ-सोडियम हाइड्रोजन फ़ास्फ़ेट के मणिभ प्राप्त होते हैं। इसके पारदर्शक समपार्श्वीय मणिभों में जल के १२ अणु होते हैं। यह कुछ-कुछ क्षारीय होता है। ट्राइ-सोडियम फ़ास्फ़ेट प्रबल क्षारीय होता है। सोडियम डाइ-हाइड्रोजन फ़ास्फ़ेट स्पष्टतया आम्लिक होता है।

डाइ-सोडियम फ़ास्फ़ेट में फ़ास्फ़रिक अम्ल डालकर गरम करने से सोडियम डाइ-हाइड्रोजन फ़ास्फ़ेट बनता है—

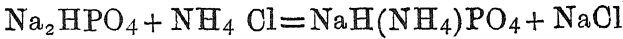
$$Na_2HPO_4 + H_3PO_4 = 2NaH_2PO_4$$

और दाहक सोडा डालकर गरम करने से ट्राइ-सोडियम फ़ास्फ़ेट प्राप्त होता है।

$$Na_2HPO_4 + NaOH = Na_3PO_4 + H_2O$$

सोडियम फ़ास्फ़ेटों के गरम करने से सोडियम पाइरो-फ़ास्फ़ेट और सोडियम मिटा-फ़ास्फ़ेट प्राप्त होते हैं।

सोडियम अमोनियम हाइड्रोजन फ़ास्फ़ेट, माइक्रो-कौस्मिक लवण, $NaH(NH_4)PO_4, 4H_2O$। सामान्य सोडियम फ़ास्फ़ेट के समाहृत विलयन में अमोनियम क्लोराइड का समाहृत विलयन डालकर, गरम कर क्रिया-फल को ठण्डा होने देने से इस लवण के मणिभ प्राप्त होते

हैं। ठण्डे जल से धोकर निःस्यन्दन-पत्र की अनेक तहों के सुखाने से शुष्क मणिभ प्राप्त होते हैं।

$$Na_2HPO_4 + NH_4Cl = NaH(NH_4)PO_4 + NaCl$$

सोडियम सिलिकेट। सोडियम कार्बनेट को बालू के साथ पिघलाने अथवा बालू को दाहक सोडा के साथ दबाव में गरम करने से सोडियम सिलिकेट प्राप्त होता है। सोडियम सिलिकेट को जल-काँच भी कहते हैं क्योंकि देखने में यह काँच सा होता है और जल में घुलता है। पत्थरों या गारों की गचों पर चित्रकारी करने में, कृत्रिम पत्थरों के निर्माण में, उन्हें जोड़ने में, टूटे पत्थरों और चीनी मिट्टी के पात्रों के जोड़ने में यह व्यवहृत होता है। साबुनों को सस्ता बनाने, छींट की छपाई और ऊन के स्वच्छ करने में भी यह प्रयुक्त होता है।

सोडियम कार्बनेट, Na_2CO_3। सोडियम कार्बनेट बहुत महत्त्व का लवण है। इसे धोनेवाला सोडा भी कहते हैं। प्राचीन लोगों ने मृदु क्षार इसी का नाम रखा था। अनार्द्र अमणिभीय सोडियम कार्बनेट को 'सोडा भस्म' भी कहते हैं। सोडियम कार्बनेट बहुत प्राचीन काल से ज्ञात है। भारत के अनेक प्रान्तों में धरती के ऊपर प्रस्फुटन के रूप में यह पाया जाता है। इसके साथ सोडियम सल्फेट और सोडियम क्लोराइड भी मिला रहता है। ऐसी मिट्टी को सज्जीखार कहते हैं और कपड़े धोने में धोबी इसे प्रयुक्त करते हैं। अनेक पौधों को जलाकर उनकी राखों से भी सोडियम कार्बनेट प्राप्त हो सकता है। आजकल अत्यधिक मात्रा में कृत्रिम रीति से सोडियम कार्बनेट तैयार होता है। इसके तैयार करने की तीन विधियाँ महत्त्व की हैं। एक ली-ब्लाँक विधि, दूसरी अमोनिया-सोडा विधि और तीसरी विद्युत्-विच्छेदन विधि।

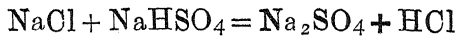
ली-ब्लाँक विधि। यह विधि एक फ्रांसीसी रसायनज्ञ ली-ब्लाँक द्वारा सन् १७९१ ई० में आविष्कृत हुई थी। फ्रांस की राज्यक्रान्ति के समय फ्रांसीसी सरकार ने नमक को सोडा में परिणत करने की सबसे सस्ती और अच्छी विधि

के लिए पुरस्कार की घोषणा की थी। इस घोषणा के अनुसार सबसे अच्छी विधि की जाँच के लिए सरकार ने एक समिति नियुक्त की। इस समिति ने सब विधियों की जाँच कर ली-ब्लाँक विधि को सर्वोत्कृष्ट होने की रिपोर्ट दी। इस विधि को कार्य्यान्वित कर इसकी सर्वोत्कृष्टता को प्रमाणित करने के लिए ली-ब्लाँक ने इतना धन लगा दिया कि वह दरिद्र ही नहीं वरन् ऋणी भी हो गया। इसकी विधि सर्वोत्कृष्ट होने पर भी धन के अभाव से फ्रांस की सरकार ली-ब्लाँक को पुरस्कार न दे सकी। इससे निराशा और दरिद्रता के कारण ली-ब्लाँक ने अन्त में आत्म-हत्या कर ली।

ली-ब्लाँक विधि में तीन क्रम हैं। एक क्रम में गन्धकाम्ल की क्रिया से सोडियम क्लोराइड सोडियम सल्फेट में परिणत होता है। इस क्रम को नमक-टिकिया विधान कहते हैं। इसमें दो क्रियाएँ होती हैं। पहली क्रिया में सोडियम क्लोराइड और गन्धकाम्ल को कड़ाहों में धीमी आँच से गरम करने से हाइड्रोक्लोरिक अम्ल गैस निकलती है।

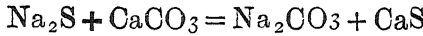
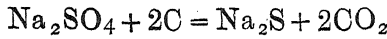
$$NaCl + H_2SO_4 = NaHSO_4 + HCl$$

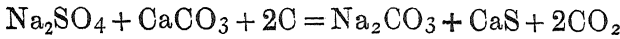
इस गैस को 'कड़ाह गैस' कहते हैं। सोडियम हाइड्रोजन सल्फेट को फिर कड़ाहों से निकालकर परावर्त्तन भट्ठी के गर्भ के पेंदे में रखकर अधिक सोडियम क्लोराइड के साथ तेज़ आँच में गरम करते हैं। यहाँ क्रिया इस प्रकार होती है।

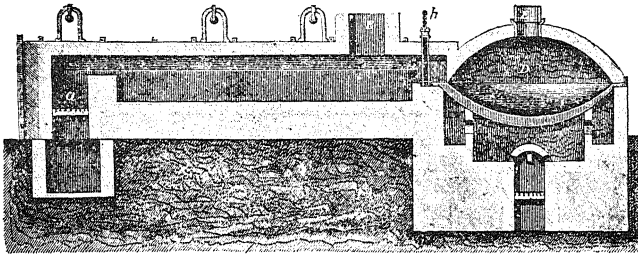
$$NaCl + NaHSO_4 = Na_2SO_4 + HCl$$

इस अवस्था में जो हाइड्रोक्लोरिक अम्ल गैस निकलती है उसे 'भट्ठी गैस' कहते हैं। उपर्युक्त दोनों समीकरणों से गैसों के निकलने की मात्रा का ठीक-ठीक ज्ञान नहीं होता क्योंकि वस्तुतः पहली क्रिया में दूसरी क्रिया की अपेक्षा बहुत अधिक गैस निकलती है।

दूसरे क्रम में सोडियम सल्फेट—नमक टिकिया—को चूना पत्थर (कालसियम कार्बनेट) और कोयले के साथ उच्च तापक्रम पर तप्त करते हैं। इससे सोडियम कार्बनेट और कालसियम सल्फाइड का मिश्रण प्राप्त होता है।

इस मिश्रण को 'कृष्ण भस्म' कहते हैं। यहाँ क्रियाएँ निम्न समीकरणों के अनुसार होती हैं।

$$Na_2SO_4 + 2C = Na_2S + 2CO_2$$
$$Na_2S + CaCO_3 = Na_2CO_3 + CaS$$

इन दोनों समीकरणों को एक साथ मिलाने से निम्न समीकरण प्राप्त होता है। इसमें दोनों क्रियाओं का समावेश हो जाता है।

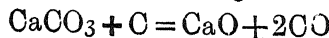
$$Na_2SO_4 + CaCO_3 + 2C = Na_2CO_3 + CaS + 2CO_2$$

तीसरे क्रम में 'कृष्ण भस्म' से सोडियम कार्बनेट निकालकर उसे शुद्ध करते हैं।

नमक-टिकिया विधान। इस विधान का पहला क्रम ढालवाँ लोहे के बड़े-बड़े कड़ाहों में होता है। ये कड़ाहे भट्ठियों में इस प्रकार रखे रहते

चित्र १७

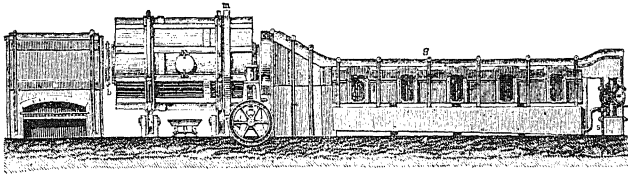
हैं कि वे एक भाव से गरम किये जा सकें। नमक इन कड़ाहों में रखा जाता है और उस पर गन्धकाम्ल की आवश्यक मात्रा ढाली जाती है। हाइड्रोक्लोरिक अम्ल गैस तब निकलकर धनुषाकार छतों के नल से होकर शीतक मीनार में प्रवेश करती है और वहाँ जल में घुल जाती है। कड़ाहों में मिश्रण तब तक गरम किया जाता है जब तक वह कड़ा होना न शुरू हो। इस अवस्था में कड़ाहों से वह मिश्रण निकालकर भट्ठी के गर्भ में फेंक दिया जाता है। यहाँ आग से निकली तप्त गैसों के सम्मुख वह मिश्रण आता है और इसका ताप-

क्रम अन्त में रक्त ताप तक पहुँच जाता है। यहाँ चिमनी द्वारा भट्ठी से गैसें बाहर निकलकर शीतक मीनार में जाती हैं और हाइड्रोक्लोरिक अम्ल गैस वहाँ जल में विलीन हो जाती है। इस भट्ठी में मिश्रण को बीच-बीच में उलटते हैं और जब क्रिया समाप्त हो जाती है तब नमक-टिकिये को निकाल डालते हैं। इन नमक-टिकियों में ६९ से ९६ प्रतिशत सामान्य सोडियम सल्फेट का, ४ से ५ प्रतिशत सोडियम हाइड्रोजन सल्फेट का, कुछ अविकृत सोडियम क्लोराइड का और कुछ-कुछ सोडियम क्लोराइड के अपद्रव्यों का रहता है।

'कृष्ण भस्म' विधान। उपर्युक्त नमक-टिकिये को चूना-पत्थर और कोयले की धूल के साथ मिलाकर परावर्त्तन भट्ठी में, जिसे 'कृष्ण भस्म' भट्ठी भी कहते हैं, गरम करते हैं। ज्यों ही मिश्रण कोमल होना शुरू होता है मिश्रण को ख़ूब मिश्रित करते हैं। यह मिश्रित करना कुछ कारख़ानों में हाथ से होता है और कुछ कारख़ानों में एक विशेष प्रकार की भट्ठी से जिसके घुमाने से सारा मिश्रण मिश्रित हो जाता है। मिश्रण प्रवेश-मार्ग द्वारा चूल्हों में प्रविष्ट कराया जाता है। यहाँ भट्ठी की तप्त गैसों के संसर्ग में वह आता है। जैसे-जैसे क्रियाएँ होती जाती हैं वैसे-वैसे क्रिया-फल को भट्ठी के अधिक तप्त भाग में लाते हैं। इस उपचार से कार्बन डायक्साइड स्वच्छन्दता से बहिर्गत होता है, और अर्धद्रव ढेर खौलता हुआ प्रतीत होता है। जैसे-जैसे तापक्रम बढ़ता है और क्रिया अन्त होती जाती है और ढेर गाढ़ा होता जाता है वैसे-वैसे क्रिया-फल को जन्द्रा के द्वारा बड़े-बड़े गोलों में बनाते हैं। इस दशा में कार्बन मनाक्साइड का निकलना आरम्भ होता है और गोलों से इसके बुलबुले निकलने के कारण वे जलने लगते हैं और सोडा की ज्वाला का रङ्ग पीतवर्ण का होता है। ज्यों ही ऐसा होना आरम्भ होता है, गोलों को बाहर निकाल लेते हैं। कार्बन मनाक्साइड का यह निकलना चूना-पत्थर पर कार्बन की क्रिया से निम्न समीकरण के अनुसार होता है—

$$CaCO_3 + C = CaO + 2CO$$

जान-बूझकर चूना-पत्थर और कोयले की मात्रा अधिक रखी जाती है ताकि अन्त में उनसे कार्बन मनाक्साइड निकले। कार्बन मनाक्साइड के

निकलने से कृष्ण भस्म हलका और सुषिर हो जाता है। इससे आगे के उपचार में बड़ी सुविधा होती है। भट्ठी से निकली तप्त गैसें समाहृत करनेवाले बड़े-बड़े कड़ाहों में जाती हैं जहाँ विलयन समाहृत होता है और इस प्रकार तप्त गैसों का उपयोग होता है।

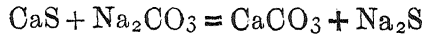
ऊपर कहा गया है कि कुछ कारखानों में यन्त्रों से मिश्रण के मिश्रित करने का प्रबन्ध होता है। यह कार्य्य घूमती हुई भट्ठी में होता है। मिश्रण एक बेलन में रखा जाता है और यह बेलन क्षैतिज अक्ष पर धीरे-धीरे

चित्र १८

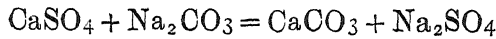
घूमता है। चूल्हे से तप्त गैसें इस घूमती हुई भट्ठी में आती हैं। यहाँ से वे धूल कक्ष से होकर अन्त में गाढ़ा करनेवाले कड़ाहों में जाती हैं। चूना-पत्थर और कोयले का दो तिहाई भाग पहले भट्ठी में रखकर गरम किया जाता है। ज्योंही कार्बन मनाक्साइड के जलने से ज्वाला का नीला रङ्ग होना आरम्भ होता है, नमक-टिकिये और शेष कोयले को उसमें रखकर तब तक गरम करते हैं जब तक ढेर की तह पर पीतवर्ण की ज्वाला न बने। बेलन के क्रिया-फल को तब नीचे के लोहे के ठेले में डाल देते हैं। इस प्रकार कृष्ण भस्म का मिश्रण प्राप्त होता है; जिसमें—

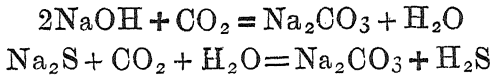
सोडियम कार्बनेट, Na_2CO_3,	प्रतिशत	४० से ४५	तक रहता है
कालसियम सल्फ़ाइड, CaS,	,,	३० से ३२	,,
कालसियम कार्बनेट, $CaCO_3$,	,,	६ से १०	,,
कोक	,,	४ से ७	,,
कालसियम आक्साइड, CaO,	,,	२ से ६	,,

इनके अतिरिक्त इसमें थोड़ी-थोड़ी मात्रा में सोडियम क्लोराइड, सोडियम सल्फेट, सोडियम सल्फ़ाइड, सोडियम शायो-सल्फेट और लोहे और अलुमिनियम के आक्साइड रहते हैं।

कृष्ण-भस्म का निर्योजन। निर्योजन उस क्रिया को कहते हैं जिससे विलेय पदार्थ अविलेय पदार्थों से जल द्वारा पृथक् किये जाते हैं। कृष्ण-भस्म का निर्योजन पंक्तियों में रखे चहबच्चे की श्रेणियों में होता है। ये चहबच्चे इस प्रकार बनाये जाते हैं कि एक से दूसरे में द्रव बहता रह सके। यहाँ जल का काम केवल सोडियम कार्बनेट के घुलाने का ही नहीं होता बल्कि मिश्रण के अवयवों के बीच जल के कारण रासायनिक क्रियाएँ भी होती हैं। सोडियम कार्बनेट पर चूने की क्रिया से सोडियम हाइड्राक्साइड बनता है। इससे चहबच्चे के द्रव में थोड़ा-बहुत दाहक सोडा अवश्य विद्यमान रहता है। तापक्रम और तनुता की कुछ अवस्थाओं में सोडियम कार्बनेट और कालसियम सल्फ़ाइड के बीच भी क्रियाएँ होकर सोडियम सल्फ़ाइड और कालसियम कार्बनेट बनता है। वायु के आक्सिजन के द्वारा

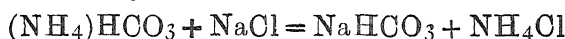
$$CaS + Na_2CO_3 = CaCO_3 + Na_2S$$

कालसियम सल्फ़ाइड का कुछ अंश कालसियम सल्फेट में आक्सीकृत भी हो जाता है। इस प्रकार से बने कालसियम सल्फेट और सोडियम कार्बनेट की क्रिया से कालसियम कार्बनेट और सोडियम सल्फेट बनता है

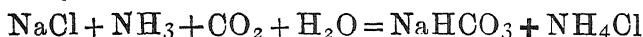
$$CaSO_4 + Na_2CO_3 = CaCO_3 + Na_2SO_4$$

इन कारणों से निर्योजन जहाँ तक हो सके शीघ्र होना चाहिए और तापक्रम ३०° श (बहुत तनु विलयन के लिए) से ६०° श (बहुत समाहृत विलयन के लिए) के बीच रहना चाहिए। चहबच्चे का विलयन स्थिर होने पर या तो वाष्पीभूत कर समाहृत किया जाता है जिससे ठण्डे होने पर सोडियम कार्बनेट के मणिभ पृथक् हो जाते हैं और दाहक सोडा विलयन में रह जाता है अथवा उसमें कार्बन डायक्साइड ले जाते हैं जिससे सोडियम हाइड्राक्साइड और सोडियम सल्फ़ाइड, सोडियम कार्बनेट में परिणत हो जाते हैं।

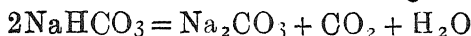
$$2NaOH + CO_2 = Na_2CO_3 + H_2O$$
$$Na_2S + CO_2 + H_2O = Na_2CO_3 + H_2S$$

चहबच्चे का द्रव छिछले कड़ाहों में भट्ठी से निकली तप्त गैसों के द्वारा समाहृत होता है। इस रीति से प्राप्त क्रियाफल को फिर परावर्त्तन भट्ठी में जलाने से जो चूर्ण प्राप्त होता है उसे 'सोडा भस्म' कहते हैं। परावर्त्तन भट्ठी में जलाने से उसका जल निकल जाता है, कार्बनिक पदार्थ जल जाते हैं और अनेक अपद्रव्य, जैसे सल्फ़ाइड और हाइड्राक्साइड, कार्बनेट में परिणत हो जाते हैं। सोडा-भस्म को जल में घुलाकर मणिभीकृत करने से सोडा मणिभ, Na_2CO_3, $10H_2O$ प्राप्त होते हैं।

ली-ब्लाँक विधि के स्थान में सैालवे विधि का आजकल अधिक प्रयेाग होता है। ली-ब्लाँक विधि में अच्छी बात केवल यही है कि इससे हाइड्रो-क्लोरिक अम्ल भी प्राप्त होता है जो बहुत उपयोगी है। यदि इस विधि में हाइड्रोक्लोरिक अम्ल प्राप्त न होता तो ली-ब्लाँक विधि कभी ही लुप्त हो गई होती। आरम्भ में हाइड्रोक्लोरिक अम्ल गैस हवा में छोड़कर नष्ट कर दी जाती थी। इससे कारख़ानों के चारों ओर कई मीलों तक हरियाली नष्ट हो जाती थी। इससे न्यायालयों में शिकायत पहुँची और कारख़ानों के निकटवर्ती अधिवासी इन कारख़ानों के बहुत विरुद्ध हो गये। क़ानून के द्वारा इस हाइड्रोक्लोरिक अम्ल गैस का वायु में छोड़ देना रोक दिया गया। कारख़ानेवाले फिर इस हाइड्रोक्लोरिक अम्ल गैस को जल में घुलाकर नदी में बहा देने लगे। इससे नदी तट की भूमि की उर्बरता नष्ट हो गई और जिन खेतों को इन नदियों के जल से सींचा जाता था उनके पैाधे नष्ट हो जाते थे। इससे न्यायालयों में फिर शिकायतें पहुँचीं और इससे इस गैस को जल में घुलाकर नदी में बहा देना क़ानूनन् वर्जित हो गया। इसी बीच में हाइड्रोक्लोरिक अम्ल से क्लोरीन प्राप्त कर ब्लीचिङ्ग पाउडर बनाने की विधि का उपयोग होने लगा। इससे हाइड्रोक्लोरिक अम्ल की माँग बहुत बढ़ गई। इस प्रकार जो उपफल एक समय इस विधि का प्रबल बाधक समझा जाता था वही अन्त में इस विधि का रक्षक बन गया।

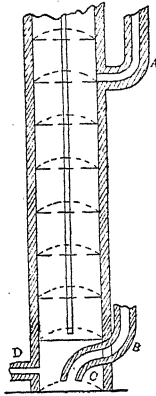
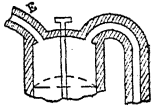
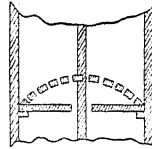
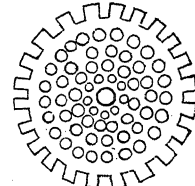
सौलवे या अमोनिया-सोडा विधि । ब्रुसेल्स के सौलवे नामक व्यक्ति के द्वारा सन् १८६५ ई० में यह सिद्ध हुआ कि एक दूसरी विधि से भी बड़ी मात्रा में सस्ता सोडा तैयार हो सकता है। इस विधि को सौलवे विधि या अमोनिया-सोडा विधि या केवल अमोनिया विधि कहते हैं। यह विधि इस क्रिया पर निर्भर करती है कि अमोनियम हाइड्रोजन कार्बनेट और सोडियम क्लोराइड के समाहृत विलयन के परस्पर संयेाग से सोडियम हाइड्रोजन कार्बनेट बनता है और क्रिया-फल में उपस्थित अन्य लवणों से कम विलेय होने के कारण शीघ्र ही अवक्षिप्त हो जाता है।

$$(NH_4)HCO_3 + NaCl = NaHCO_3 + NH_4Cl$$

व्यवहार में अमोनियम हाइड्रोजन कार्बनेट का प्रयेाग नहीं होता। अमोनिया गैस से संतृप्त सोडियम क्लोराइड के विलयन में कार्बन डायक्साइड के द्वारा क्रियाएँ होकर सोडियम हाइड्रोजन कार्बनेट और अमोनियम क्लोराइड बनते हैं।

$$NaCl + NH_3 + CO_2 + H_2O = NaHCO_3 + NH_4Cl$$

चूना-पत्थर के गरम करने से कार्बन डायक्साइड प्राप्त होता है। निःस्यन्दन द्वारा सोडियम हाइड्रोजन कार्बनेट अन्य पदार्थों से पृथक् हो जाता है। सोडियम हाइड्रोजन कार्बनेट के फूँकने से इसका कुछ कार्बन डायक्साइड निकल जाता है और यह सोडियम कार्बनेट में परिणत हो जाता है। इस प्रकार से निकली कार्बन डायक्साइड गैस उपर्युक्त

$$2NaHCO_3 = Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O$$

क्रिया में फिर प्रयुक्त होती है। विलयनावशेष में जो अमोनियम क्लोराइड रह जाता है उस पर चूने की क्रिया से फिर अमोनिया प्राप्त करते हैं जो सोडियम क्लोराइड के विलयन को संतृप्त करने के लिए प्रयुक्त होता है। इस विधि के प्रत्येक उपफल का इस प्रकार प्रयेाग होता है। इस विधि में प्रयुक्त होनेवाली वस्तुएँ सोडियम क्लोराइड और कालसियम कार्बनेट हैं। इस विधि के केवल एक उपफल, कालसियम क्लोराइड, का इसमें कोई उपयेाग नहीं होता। वस्तुतः सोडियम क्लोराइड का सारा क्लोरीन कालसियम

क्लोराइड में रह जाता है और इस प्रकार निरर्थक हो जाता है। इस विधि में यही एक बड़ा दोष है।

यह विधि जिस प्रकार के उपकरण में कार्यान्वित होती है उसका चित्र यहाँ (चित्र १६) दिया हुआ है। इसमें बड़े-बड़े मीनार—कम से कम ५० फुट ऊँचे—होते हैं जिनका व्यास प्रायः ६ फुट होता है। इस मीनार में प्रायः ३ फुट की दूरी पर क्षैतिज पट्ट बने होते हैं जिनके केन्द्र में एक बड़ा छेद होता है। इस पट्ट के ऊपर

चित्र १६

चित्र २०

चित्र २१

एक दूसरा वक्र पट्ट (चित्र २०) होता है जिसमें छोटे-छोटे छिद्र (जैसे चित्र २१ में दिये हुए हैं) होते हैं। मीनार के पेंदे से दबाव में कार्बन डायक्साइड प्रविष्ट कराया जाता है। ऊपर उठते हुए यह अमोनियायुक्त नमक के विलयन के संसर्ग में आता है, जहाँ क्रियाएँ होकर सोडियम हाइड्रोजन कार्बनेट बनकर कुछ तो पट्ट पर जम जाता और कुछ नीचे जाकर वहाँ एकत्र होता है। यह डी मार्ग से (चित्र १६) निकाल लिया जाता है। जब कार्बन डायक्साइड शोषित होता है तब पर्याप्त ताप प्रक्षिप्त होता है। यह ठण्डे जल की धारा से ठण्डा किया जाता है ताकि इसका तापक्रम ३०–४०° श के ऊपर न जाय। अन्त में इसका तापक्रम १५° श तक किया जाता है ताकि सारा सोडियम कार्बनेट विलयन से पृथक् हो जाय।

विद्युत्-विच्छेदन विधि, हारग्रीव्ज़-बर्ड विधि। जहाँ बिजली सस्ती है वहाँ यह विधि अधिक सुविधा से प्रयुक्त हो सकती है। इस विधि

में क्लोरीन भी प्राप्त होता है जो ब्लीचिङ्ग पाउडर के निर्माण में प्रयुक्त हो सकता है। इस विधि में एक विशेष प्रकार के सेल में सोडियम क्लोराइड का विद्युत्-विच्छेदन होता है। यह सेल एक आयत बक्स का बना होता है जिसमें तीन लम्बे-लम्बे कक्ष होते हैं। बीच का कक्ष अपेक्षाकृत बड़ा होता है और दोनों ओर के कक्ष कुछ सँकरे होते हैं। बक्स को तीन कक्षों में विभक्त करने की दीवारें एक विशेष सङ्गठन की होती हैं जिसमें अधिकांश अस्बेस्टस होता है और इस प्रकार बना होता है कि जब बीच का कक्ष नमक के विलयन से भर दिया जाता है तो कोई द्रव पार्श्व के कक्षों में प्रवेश न कर सके। इन अस्बेस्टस की दीवारों पर बाहर की ओर से ताँबे की तार-जाली लगी रहती है। यह तार-जाली ऋण विद्युत्द्वार होती है। गैस-कार्बन के डण्ठल धन विद्युत्द्वार होते हैं। ये बीच के कक्ष में सोडियम क्लोराइड के विलयन में लटके होते हैं। यद्यपि अस्बेस्टस की दीवारें इस अर्थ में जल-रोधक होती हैं कि बीच के कक्ष से नमक का विलयन पार्श्व के कक्षों में नहीं आ सकता; पर वे पर्याप्त सछिद्र होती हैं ताकि ताँबे की तार-जाली—धन विद्युत्द्वार—भीगी रहे और बिजली उसके द्वारा आ जा सके। धन विद्युत्द्वार पर क्लोरीन मुक्त होता है और नल के द्वारा ब्लीचिङ्ग पाउडर बनाने के लिए सीधे चूने के कक्ष में जाता है। अस्बेस्टस की दीवारों से सोडियम आयन स्वच्छन्दता से निकलकर ऋण विद्युत्द्वार पर जाता है और वहाँ जल के साथ मिलकर सोडियम हाइड्राक्साइड बनता है। इन बाह्य कक्षों में जल-वाष्प और कार्बन डायक्साइड की धारा बहती रहती है जिससे सोडियम हाइड्राक्साइड कार्बनेट में परिणत हो ऋण विद्युत्द्वार पर घुलकर उससे अलग हो जाता है। इस रीति से पर्याप्त समाहृत विलयन प्राप्त होता है जिसके ठण्डा करने से सोडियम कार्बनेट के मणिभ प्राप्त होते हैं।

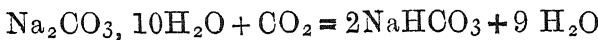
इस विधि से प्राप्त सोडा में ९७ से ९८ प्रतिशत के लगभग सोडियम कार्बनेट और एक प्रतिशत के लगभग सोडियम क्लोराइड रहता है। सोडियम कार्बनेट बड़े-बड़े पारदर्शक एक सममित मणिभ बनता है। इन मणिभों को 'सोडा' या 'धोनेवाला सोडा' कहते हैं। इसका सङ्गठन

$Na_2CO_3, 10H_2O$ है। वायु में खुला रखने से यह प्रस्फुटित होकर चूर-चूर हो जाता है। इस चूर्ण का सङ्गठन Na_2CO_3, H_2O है। उष्ण विलयन से मणिभीकृत करने पर समचतुर्भुजीय मणिभ प्राप्त होते हैं, जिनमें $7H_2O$ होता है। गरम जल में इसकी विलेयता बढ़ती है और ३५·२° श पर इसकी विलेयता महत्तम हो जाती है। इस तापक्रम पर १०० भाग जल में इस लवण का ५६ भाग विलीन होता है। इस तापक्रम के ऊपर इसकी विलेयता कम हो जाती है। १००° श पर १०० भाग जल में इसका केवल ४५·४ भाग विलीन होता है। सोडियम कार्बनेट को मृदु क्षार भी कहते हैं क्योंकि इसकी क्रिया क्षारीय होती है।

यह काँच के निर्माण में, रङ्गनाशक उपचारों में, अम्लों के निराकरण में, चीनी के पात्रों के निर्माण में, रङ्गसाज़ी इत्यादि अनेक कामों में प्रयुक्त होता है।

सोडियम हाइड्रोजन कार्बनेट (बाई-कार्बनेट ऑफ़ सोडियम)

$NaHCO_3$। सोडियम कार्बनेट के मणिभ या विलयन पर कार्बन डायक्साइड की क्रिया से यह प्राप्त होता है।

$$Na_2CO_3, 10H_2O + CO_2 = 2NaHCO_3 + 9\ H_2O$$

व्यापार का अधिकांश सोडियम हाइड्रोजन कार्बनेट उपर्युक्त अमोनिया विधि से प्राप्त होता है।

सोडियम हाइड्रोजन कार्बनेट श्वेत चूर्ण होता है। यह सामान्य कार्बनेट की अपेक्षा जल में कम घुलता है। १०० भाग जल में ४०° श पर इसका केवल ११·७ भाग विलीन होता है। इसके गरम करने से कार्बन डायक्साइड निकल जाता और यह सामान्य कार्बनेट में परिणत हो जाता है। जब शुद्ध और शुष्क सोडियम कार्बनेट विश्लेषण के लिए आवश्यक होता है तब सोडियम हाइड्रोजन कार्बनेट के गरम करने से ही प्राप्त होता है।

सोडियम की पहचान और निर्धारण। सोडियम लवणों से बुंसेन ज्वालक की प्रकाशहीन ज्वाला चमकीली पीतवर्ण की हो जाती है।

इससे सोडियम सरलता से पहचाना जा सकता है। इसके वर्णपट की पीत रेखा फ्रौनहोफ़र की डी रेखा के साथ मिलती है।

सोडियम के लवण प्रायः सभी जल में शीघ्रता से घुल जाते हैं। इनके समाहृत विलयन में पोटाशियम पाइरो-अंटीमोनेट $K_2H_2Sb_2O_7$ के डालने से सोडियम पाइरो-अंटीमोनेट $Na_2H_2Sb_2O_7$ का अवक्षेप प्राप्त होता है।

सोडियम लवणों को गन्धकाम्ल के आधिक्य में गरम करके सोडियम सल्फ़ेट में परिणत करते हैं। सोडियम सल्फ़ेट को फिर धुँधले रक्तताप पर गरम करके उसे तौलने से सोडियम की मात्रा निर्धारित होती है।

लिथियम

सङ्केत Li, परमाणु भार = ७·००

उपस्थिति। लिथियम दुष्प्राप्य धातुओं में गिना जा सकता है। यद्यपि यह बहुत अधिक फैला हुआ पाया जाता है पर इसकी मात्रा बहुत अल्प रहती है। कुछ ही दुष्प्राप्य खनिजों में इसकी मात्रा कुछ अधिक रहती है और उनसे यह प्राप्त हो सकता है। पीटेलाइट में लिथियम ३ प्रतिशत रहता है। लेपिडोलाइट या लिथियम अभ्रक में कभी-कभी ६ प्रतिशत तक लिथियम पाया जाता है। वर्णपट-दर्शक के द्वारा समुद्र जल, अनेक नदियों और स्रोतों के जल में लिथियम के लवण पाये गये हैं। कुछ स्रोतों के जलों में अपेक्षाकृत इसकी अधिक मात्रा पाई गई है।

धातु प्राप्त करना। पिघले हुए लिथियम क्लोराइड के विद्युत्-विच्छेदन से लिथियम प्राप्त होता है। इसके लिए शुष्क लवण चीनी की घरियों में तब तक गरम किया जाता है जब तक वह पिघल न जाय। गैस-कार्बन का छड़ धन विद्युतद्वार होता है और मज़बूत लोहे का तार ऋण विद्युतद्वार होता है। विद्युत् के प्रवाह से ऋण विद्युतद्वार पर लिथियम चमकीली गोली के रूप में मुक्त होता है। कुछ लिथियम इकट्ठा होने पर ऋण विद्युतद्वार तार को शीघ्र ही निकालकर पेट्रोलियम में डुबा देते हैं। और फिर लिथियम की गोली को चाकू से काट लेते हैं।

लिथियम चाँदी सदृश श्वेत कोमल धातु है। वायु में खुला रहने से यह धुँधला हो जाता है। यह सरलता से चाकू से काटा जा सकता है। वस्तुतः यह सीस धातु से अधिक कोमल और सोडियम से अधिक कठोर होता है। लिथियम सब घनों से हलका होता है। इसका विशिष्ट घनत्व ०·५६ है। यह पेट्रोलियम पर तैरता है। यह १८०° श पर पिघलता और इससे उच्च तापक्रम पर चमकीले श्वेत प्रकाश के साथ जलता है।

साधारण तापक्रम पर जल को यह शीघ्र ही विच्छेदित कर हाइड्रोजन मुक्त करता और लिथियम हाइड्राक्साइड $LiOH$ बनता है। बहुत गरम करने से अथवा तप्त लिथियम पर नाइट्रोजन के ले जाने से नाइट्रोजन के साथ सीधे संयुक्त हो लिथियम नाइट्राइड Li_3N बनता है। साधारण तापक्रम पर लिथियम नाइट्रोजन का कुछ-कुछ शोषण करता है। लिथियम उन थोड़ी सी धातुओं में है जिनके साथ नाइट्रोजन सीधे संयुक्त होता है। चमकीले रक्त ताप पर लिथियम शीघ्रता से हाइड्रोजन के साथ संयुक्त हो लिथियम हाइड्राइड LiH बनता है। यह यौगिक देखने में नमक के सदृश श्वेत घन होता है।

लिथियम आक्साइड, Li_2O। लिथियम को वायु में जलाने या लिथियम नाइट्रेट के गरम करने से लिथियम आक्साइड प्राप्त होता है। जल में घुलकर यह लिथियम हाइड्राक्साइड $LiOH$ बनता है।

लिथियम हाइड्राक्साइड, $LiOH$। लिथियम आक्साइड को जल में घुलाने से अथवा लिथियम कार्बनेट को चूने के दूध के साथ उबालने से लिथियम हाइड्राक्साइड प्राप्त होता है।

इसके गुण सोडियम और पोटाशियम हाइड्राक्साइडों के गुणों के समान ही होते हैं।

लिथियम कार्बनेट, Li_2CO_3। लिथियम नाइट्रेट या लिथियम क्लोराइड के विलयन में सोडियम कार्बनेट या पोटासियम कार्बनेट के विलयन डालने से लिथियम कार्बनेट का श्वेत अवक्षेप प्राप्त होता है। यह जल में कम विलेय होता है। १३° श पर १०० भाग जल में इस कार्बनेट

का केवल ०·७७ भाग घुलता है। कार्बनेट की विलेयता में लिथियम काल-सियम से न कि सोडियम या पोटासियम से समता रखता है। लिथियम कार्बनेट गठिया इत्यादि रोगों में यूरिक अम्ल को शरीर से बाहर निकाल डालने के लिए व्यवहृत होता है क्योंकि लिथियम और यूरिक अम्ल के लवण, यूरिक अम्ल के अन्य लवणों से अधिक विलेय होते हैं।

लिथियम क्लोराइड, LiCl। लिथियम कार्बनेट पर हाइड्रोक्लोरिक अम्ल की क्रिया से लिथियम क्लोराइड प्राप्त होता है।

यह जल में बहुत विलेय और आर्द्र वायु में प्रस्वेद्य होता है। यह अलकोहल में भी बड़ी शीघ्रता से घुल जाता है पर सोडियम और पोटासियम क्लोराइड अलकोहल में प्रायः अविलेय होते हैं। अतः सोडियम और पोटासियम से लिथियम को पृथक् करने में अलकोहल में लिथियम क्लोराइड की विलेयता प्रयुक्त होती है। प्लाटिनम क्लोराइड के साथ इसका युग्म लवण Li_2PtCl_6 सोडियम के युग्म लवण के सदृश विलेय होता है।

लिथियम फ़ास्फ़ेट, Li_3PO_4। लिथियम लवण के विलयन में सोडियम हाइड्रोजन फ़ास्फ़ेट के डालने से Li_3PO_4 का मणिभीय चूर्ण अवक्षिप्त होता है। सोडियम हाइड्राक्साइड की उपस्थिति में यह पूर्णतया अवक्षिप्त हो जाता है। अतः यह क्रिया लिथियम की मात्रा निर्धारित करने में व्यवहृत होती है। इसके मणिभों में जल के दो अणु होते हैं जो गरम करने से निकल जाते हैं। इस फ़ास्फ़ेट की विलेयता भी कालसियम के साथ न कि सोडियम और पोटासियम के साथ समता रखती है।

लिथियम की पहचान और निर्धारण। इसके वर्णपट में एक रक्त रेखा ६७०८ तरङ्गदैर्घ्य की होती है। लिथियम प्रकाशहीन ज्वाला को गुलाबी रङ्ग प्रदान करता है।

अलकोहल में इसके क्लोराइड के विलेय होने के कारण, Li_2PtCl_6 की विलेयता और फ़ास्फ़ेट की अविलेयता के कारण, यह अन्य धातुओं से पृथक किया जाता और इसकी मात्रा का निर्धारण होता है।

पोटासियम

सङ्केत K, परमाणुभार = ३९·००

उपस्थिति। अन्य तत्त्वों के साथ संयुक्त पोटासियम बहुत विस्तृत पाया जाता है। अनेक चट्टानों का यह एक आवश्यकीय अवयव है। पोटाश फेलस्पार ($K_2O, 7Al_2O_3, 6SiO_3$) पोटाश अभ्रक मास्कोभाइट ($KH_2Al(SiO_4)_3$) और अन्य खनिज सिलिकेटों में यह रहता है। इन चट्टानों के क्षरण से यह मिट्टी में आता है और फिर मिट्टी से पौधों में जाता है। पौधों का अधिकांश पोटासियम कार्बनिक अम्ल के साथ संयुक्त रहता है। पौधों की राखों में पोटासियम कार्बनेट की पर्याप्त मात्रा रहती है। पौधों से यह प्राणियों में प्रविष्ट होता है।

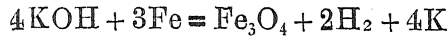
समुद्र जल और अनेक खनिज स्रोतों के जल में पोटासियम क्लोराइड और पोटासियम सल्फेट के रूप में विद्यमान रहता है। पोटासियम नाइट्रेट (शोरा) के रूप में मिट्टी के गृहों की दीवारों पर यह पाया जाता है और भारत में एक विशेष जाति—नोनिया—के द्वारा इकट्ठा किया जाता और इससे शोरा निकाला जाता है। जर्मनी के स्टास्फर्ट निःक्षेप में शुद्ध पोटासियम क्लोराइड के रूप में सिलवाइन के नाम से और $MgCl_2$ के साथ मिला हुआ कारनेलाइट $KCl\ MgCl_2 6H_2O$ के नाम से पाया जाता है।

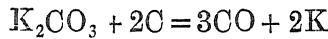
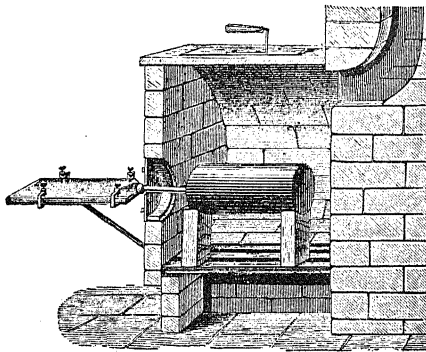
आजकल पोटासियम लवण प्रधानतः जर्मनी के स्टास्फर्ट के निःक्षेप से प्राप्त होता है। चुकन्दर चीनी के निर्माण में जो उच्छिष्ट द्रव्य प्राप्त होता है उसे सुखाकर जलाने से जो राख प्राप्त होती है उसमें प्रतिशत ६० भाग तक पोटासियम लवण का रहता है। भेड़ों के ऊन के धोने से जो पदार्थ प्राप्त होता है उसको उड़ाकर सुखाने और जलाने से जो राख प्राप्त होती है उसमें प्रतिशत ९० भाग तक पोटासियम लवण का रहता है।

धातु प्राप्त करना। सन् १८०७ ई० में डेवी ने पिघले हुए पोटासियम हाइड्राक्साइड के विद्युत्-विच्छेदन से पहले-पहल पोटासियम धातु प्राप्त की थी।

—

गेलूसक और थेनार्ड ने श्वेत तप्त लोहे के रेतन पर पिघले हुए पोटासियम हाइड्राक्साइड के ले जाने से पोटासियम प्राप्त किया था। यहाँ लोहा चुम्बकीय आक्साइड में परिणत हो गया था।

$$4KOH + 3Fe = Fe_3O_4 + 2H_2 + 4K$$

ब्रूनर, वोलर और डेविल ने पोटासियम कार्बनेट और कार्बन के सन्निहित मिश्रण को श्वेत ताप तक गरम करने से धातु प्राप्त की थी। पोटासियम कार्बनेट और कार्बन का यह मिश्रण उन्होंने असंस्कृत पोटासियम टार्ट्रेट के जलाने से प्राप्त किया था।

$$K_2CO_3 + 2C = 3CO + 2K$$

इस विधि से पोटासियम की बहुत कम मात्रा प्राप्त होती थी और इसमें थोड़ा बहुत एक बहुत ही विस्फोटक यौगिक, पोटासियम कार्बोनील $K_6(CO)_6$ बनता था जिससे यह विधि बहुत भयप्रद समझी जाती थी। इस यौगिक का बनना रोका जा सकता है यदि एक विशेष प्रकार का शीतक प्रयुक्त हो। इस शीतक की मोरेस्का और डौनी ने पहले-पहल सूचना दी थी। यह ढालवाँ लोहे का बना होता है और इस प्रकार जोड़ा जा सकता है कि यह एक छिछले सन्दूक के आकार का प्रायः चतुर्थांश इंच गहरा, १० से १२ इंच लम्बा और ४ से ५ इंच चौड़ा, बन सके। रिटार्ट के मुख पर यह जोड़ दिया जाता है। जब पोटासियम का बनना प्रारम्भ होता है तब इसका वाष्प नली के मुख पर

चित्र २२

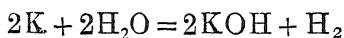
आकर द्रवीभूत होता है और तब पाराफ़ीन तेल से भरे पात्र में टपकता है। यदि किसी कारण नली का मुख बन्द हो जाय तो गरम छड़ से वह खोल दिया जाता है।

कास्टनर ने कार्बन के स्थान में आयर्न कारबाइड Fe_2C का प्रयोग कर विस्फोटक कार्बोनील के बनने की सम्भावना दूर कर दी; पर आज-कल सारा पोटासियम केवल पिघले हुए पोटासियम हाइड्राक्साइड के विद्युत्-विच्छेदन से प्राप्त होता है। यह विधि बिलकुल उसी प्रकार की है जिसका वर्णन सोडियम धातु के निर्माण में हो चुका है।

गुण। पोटासियम चमकीली श्वेत धातु है जो साधारण तापक्रम पर इतनी कोमल होती है कि नखों से मोड़ी जा सकती है। ०° श पर पोटासियम भङ्गुर होता है और इसमें तब मणिभीय बनावटें देख पड़ती हैं। यह ६२०° श पर पिघलता है और उबालने से पन्ने के रङ्ग के वाष्प में परिणत होता है। इसके वाष्प का घनत्व १६ होता है। इसका विशिष्ट घनत्व ०.८७५, सोडियम से हलका, होता है।

यद्यपि बिलकुल सूखी वायु या आक्सिजन से इस पर कोई क्रिया नहीं होती पर सामान्य वायु से यह शीघ्र ही धुँधला हो जाता है और इस पर आक्साइड का आवरण चढ़ जाता है। तुरन्त कटी हुई तह चाँदी सी चमकीली होती है। वायु-मण्डल के जल-वाष्प और कार्बन डायक्साइड के शोषण से यह पहले हाइड्राक्साइड और पीछे कार्बनेट में परिणत हो जाता है। इन कारणों से पोटासियम पेट्रोलियम में रखा जाता है।

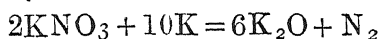
पोटासियम हैलोजन के साथ स्वयं जलने लगता और इस प्रकार जलकर हैलाइड बनता है। यह सीधे हाइड्रोजन, गन्धक, सेलेनियम और फ़ास्फ़रस के साथ भी गरम करने से संयुक्त होता है। साधारण तापक्रम पर निम्न समीकरण के अनुसार यह जल को विच्छेदित करता है। पोटासियम के

$$2K + 2H_2O = 2KOH + H_2$$

टुकड़े को जल पर फेंकने से विच्छेदन इतनी तीव्रता से होता है कि उससे निकला हाइड्रोजन स्वतः जल उठता है।

शुद्ध हाइड्रोजन को ३६०° श पर तप्त पोटासियम पर ले जाने से पोटासियम हाइड्राइड KH बनता है। यह श्वेत पतली सूची के आकार का होता है। वायु और जल से यह शीघ्र ही विच्छेदित हो हाइड्रोजन मुक्त कर निकालता है जो आक्सिजन में आप से आप जल उठता है।

पोटासियम के आक्साइड। पोटासियम के तीन आक्साइड होते हैं—एक पोटासियम मनाक्साइड K_2O, दूसरा पोटासियम डायक्साइड K_2O_2 और तीसरा पोटासियम टेट्राक्साइड K_2O_4।

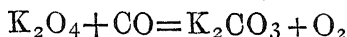
पोटासियम मनाक्साइड, K_2O। पोटासियम नाइट्रेट को पोटासियम के साथ निम्न समीकरण के अनुसार पारस्परिक मात्रा में गरम करने से पोटासियम मनाक्साइड प्राप्त होता है।

$$2KNO_3 + 10K = 6K_2O + N_2$$

यह कुछ-कुछ भूरे रङ्ग का श्वेत घन होता है। जल के संसर्ग से यह पोटासियम हाइड्राक्साइड बनता है।

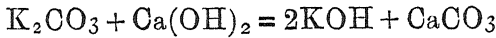
पोटासियम डायक्साइड, K_2O_2, और पोटासियम टेट्राक्साइड, K_2O_4 (पोटासियम पेराक्साइड)।

ऐसा समझा जाता है कि पोटासियम को वायु या आक्सिजन में धीरे-धीरे गरम करने से पोटासियम डायक्साइड K_2O_2 का श्वेत चूर्ण प्राप्त होता है। पर यह शीघ्र ही अधिक आक्सिजन को लेकर और देर तक गरम करने से अन्त में पोटासियम टेट्राक्साइड K_2O_4 के क्रोमपीत चूर्ण में परिणत हो जाता है।

यह प्रबल आक्सीकारक होता है। कार्बन मनाक्साइड के साथ गरम करने से यह K_2CO_3 में परिणत हो जाता है और आक्सिजन मुक्त करता है।

$$K_2O_4 + CO = K_2CO_3 + O_2$$

पोटासियम हाइड्राक्साइड (दाहक पोटाश), KOH। पोटासियम धातु पर जल की क्रिया से पोटासियम हाइड्राक्साइड प्राप्त होता है। साधारणतः पोटासियम कार्बनेट को चूने के साथ उबालने से पोटासियम

हाइड्राक्साइड प्राप्त करते हैं। यह उबालना तब तक होता है जब तक ऊपर के द्रव से स्थिर होने पर तनु अम्लों की क्रिया से गैस निकलता रहे। जब तनु अम्लों से गैस का निकलना बन्द हो जाता है तब उबालना बन्द कर देते हैं।

$$K_2CO_3 + Ca(OH)_2 = 2KOH + CaCO_3$$

इसके बाद कालसियम कार्बनेट को स्थिर होने के लिए छोड़ देते हैं। स्थिर होने पर स्वच्छ विलयन बहा लिया जाता है और तब तक उबाला जाता है जब तक ठण्डे होने पर घन नहीं बनता। इसमें अलुमिना, सिलिका, कालसियम और पोटासियम कार्बनेट इत्यादि अपद्रव्य रहते हैं। ये सब अलकोहल में अविलेय होते हैं, पर पोटासियम हाइड्राक्साइड में स्वच्छन्दता से विलेय होते हैं। अलकोहल के साथ हिलाने-डुलाने से सब अपद्रव्य अविलेय रह जाते हैं और केवल पोटासियम हाइड्राक्साइड विलीन हो जाता है। स्वच्छ विलयन को चाँदी के पात्र में उबालने से शुद्ध पोटासियम हाइड्राक्साइड प्राप्त होता है। यह साधारणतः बत्ती के रूप में बिकता है।

पोटासियम क्लोराइड के विद्युत्-विच्छेदन से भी पोटासियम हाइड्राक्साइड प्राप्त हो सकता है। यह विधि प्रायः उसी प्रकार की है जैसे सोडियम क्लोराइड से सोडियम हाइड्राक्साइड प्राप्त करने में प्रयुक्त होती है।

दाहक पोटाश श्वेत भङ्गुर घन होता है। यह प्रबल प्रस्वेद्य होता है और ताप के क्षेपण के साथ जल में घुलता है। इसका विलयन बहुत क्षतकारी होता है। जान्तव और वानस्पतिक तन्तुओं पर इसकी क्रिया बहुत प्रबल होती है। वायु में खुला रखने से कार्बन डायक्साइड का शोषण कर यह कार्बनेट में परिणत हो जाता है। सल्फ़र डायक्साइड, क्लोरीन, हाइड्रोजन सल्फ़ाइड और नाइट्रोजन के आक्साइडों के सदृश गैसों को भी यह सोख लेता है। अतः इन गैसों के शोषण के लिए यह प्रयुक्त होता है। यह बहुत प्रबल क्षार है और अम्लों के साथ लवण बनता है।

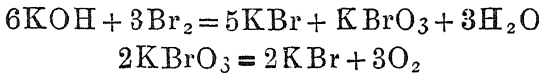
पोटासियम फ़्लोराइड, KF। पोटासियम कार्बनेट को जलीय हाइड्रोफ़्लोरिक अम्ल से प्रायः पूर्ण रूप से निराकरण करने से और इस विलयन

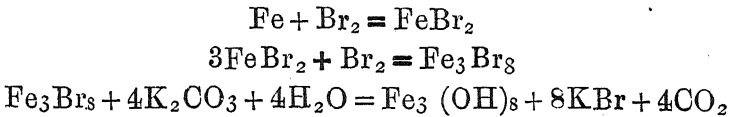
को प्लाटिनम के पात्र में समाहृत करने से इसके प्रस्वेद्य घन के मणिभ प्राप्त होते हैं। पोटासियम फ़्लोराइड जलीय हाइड्रोफ़्लोरिक अम्ल में ताप के विकास के साथ विलीन होकर आम्लिक पोटासियम फ़्लोराइड KFH बनता है। यह आम्लिक लवण अनार्द्र और अप्रस्वेद्य होता है। इस लवण को रक्त ताप पर तप्त करने से यह सामान्य लवण और हाइड्रोफ़्लोरिक अम्ल में विच्छेदित हो जाता है। वस्तुतः इसी रीति से अनार्द्र हाइड्रोफ़्लोरिक अम्ल प्राप्त होता है।

पोटासियम क्लोराइड, KCl। यह लवण समुद्र के जल में पाया जाता है। एक समय समुद्र-जल से ब्रोमीन के निर्माण में और समुद्र-वासों से आयोडीन के निर्माण में उपफल के रूप में यह प्राप्त होता था। आजकल जर्मनी के स्टास्फर्ट के विस्तृत निःक्षेप से प्राप्त होता है। इस निःक्षेप में सिलवाइन (KCl) और कार्नेलाइट ($KCl\ MgCl, 6H_2O$) पाया जाता है। कार्नेलाइट को गरम जल में घुलाने से पोटासियम क्लोराइड और मैगनीसियम क्लोराइड अलग-अलग घुल जाते हैं। इस विलयन को ठण्डा करने से कम विलेय पोटासियम क्लोराइड पृथक् हो जाता है और अधिक विलेय मैगनीसियम क्लोराइड विलयन में ही रह जाता है। इसी विलयनावशेष को फिर कार्नेलाइट के साथ बड़े-बड़े चहबच्चों में गरम करते हैं। यह विलयनावशेष मैगनीसियम क्लोराइड के साथ संतृप्त रहता है। अतः मैगनीसियम क्लोराइड का कोई अंश इसमें नहीं घुलता, अविलेय रह जाता है; पर पोटासियम क्लोराइड शीघ्रता से घुल जाता है। इस विलयन को प्रायः एक घण्टा तक निथरने के लिए छोड़ देते हैं। इसके बाद यहाँ से यह बड़े-बड़े लोहे के कड़ाहों में मणिभीकृत होने के लिए बहा लिया जाता है। यहाँ जो मणिभ प्राप्त होते हैं उनमें ८० से ९० प्रतिशत पोटासियम क्लोराइड का रहता है। शेष भाग सोडियम और मैगनीसियम क्लोराइड का रहता है। पोटासियम क्लोराइड के इन मणिभों को ठण्डे जल में धोकर, जल में फिर घुलाकर, मणिभीकृत करते हैं। इस प्रकार शुद्ध पोटासियम क्लोराइड प्राप्त होता है।

सोडियम क्लोराइड के सदृश यह भी अनार्द्र घनाकार मणिभों में मणिभीकृत होता है। निम्न तापक्रम पर यह सोडियम क्लोराइड से कम विलेय होता है पर उच्च तापक्रम पर अधिक विलेय होता है। इसी से उच्च तापक्रम पर सोडियम क्लोराइड और पोटासियम क्लोराइड के संतृप्त विलयन को धीरे-धीरे ठण्डा करने से पहले केवल पोटासियम क्लोराइड के मणिभ पृथक् होते हैं। इस प्रकार सोडियम और पोटासियम क्लोराइड का पृथक्करण होता है। पोटासियम क्लोराइड पोटासियम के अनेक लवणों के बनाने और खाद में प्रयुक्त होता है।

पोटासियम ब्रोमाइड, KBr। यह पोटासियम हाइड्राक्साइड या पोटासियम कार्बनेट पर हाइड्रोब्रोमिक अम्ल की क्रिया से प्राप्त हो सकता है। रसायनशाला में सुभीते से दाहक पोटाश पर ब्रोमीन की क्रिया से पोटासियम ब्रोमाइड और पोटासियम ब्रोमेट का मिश्रण प्राप्त होता है। इस मिश्रण को सुखाकर धीरे-धीरे गरम करने से पोटासियम ब्रोमेट ब्रोमाइड में परिणत हो जाता है और इस प्रकार शुद्ध पोटासियम ब्रोमाइड प्राप्त होता है।

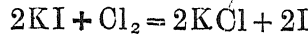
$$6KOH + 3Br_2 = 5KBr + KBrO_3 + 3H_2O$$
$$2KBrO_3 = 2KBr + 3O_2$$

लोहे के भीगे रेतन पर ब्रोमीन के डालने से लोहे का ब्रोमाइड प्राप्त होता है। इस ब्रोमाइड को पोटासियम कार्बनेट से विच्छेदित करने से पोटासियम ब्रोमाइड प्राप्त होता है। यहाँ जो क्रियाएँ होती हैं वे निम्न-लिखित समीकरण से प्रकट होती हैं—

$$Fe + Br_2 = FeBr_2$$
$$3FeBr_2 + Br_2 = Fe_3Br_8$$
$$Fe_3Br_8 + 4K_2CO_3 + 4H_2O = Fe_3(OH)_8 + 8KBr + 4CO_2$$

लोहे का हाइड्राक्साइड अविलेय होने के कारण निःस्यन्दन द्वारा पृथक् हो जाता है। विलयन से तब लवण को मणिभीकृत कर लेते हैं। इसी विधि से बड़ी मात्रा में यह लवण तैयार होता है।

पोटासियम ब्रोमाइड भी घनाकार मणिभ बनता है। १५° श पर १०० भाग जल में ६२ भाग इस लवण का विलीन होता है। यह औषधों में प्रयुक्त होता है।

पोटासियम आयोडाइड, KI। पोटासियम आयोडाइड उन्हीं विधियों से प्राप्त होता है जिनसे पोटासियम ब्रोमाइड प्राप्त होता है। रसायनशाला में साधारणतः पोटासियम हाइड्राक्साइड पर आयोडीन की क्रिया से पोटासियम आयोडाइड और पोटासियम आयोडेट प्राप्त होते हैं और इस मिश्रण को फिर अकेले अथवा कार्बन के साथ गरम करने से आयोडेट आयोडाइड में परिणत हो जाता है। इस प्रकार फूँके हुए ढेर को उबलते जल में घुलाकर विलयन को समाहृत कर ठण्डा करने से पोटासियम आयोडाइड के मणिभ प्राप्त होते हैं।

पोटासियम आयोडाइड सरलता से अविकृत वाष्पीभूत हो जाता है। इसके वाष्प के घनत्व से मालूम होता है कि इसका सूत्र KI है। इसके मणिभ घनाकार होते हैं। यह जल में शीघ्रता से घुल जाता है। १०० भाग जल में ०° श पर १२७·६ भाग और २०° श पर १४४ भाग पोटासियम आयोडाइड का घुलता है। पोटासियम आयोडाइड अलकोहल में कम घुलता है। पोटासियम आयोडाइड पर क्लोरीन या ब्रोमीन की क्रिया से आयोडीन मुक्त होता है।

$$2KI + Cl_2 = 2KCl + 2I$$

पोटासियम आयोडाइड के समाहृत विलयन को आयोडीन से संतृप्त कर गन्धकाम्ल के ऊपर छोड़ देने से सूच्याकार कृष्ण मणिभ, पोटासियम ट्राइ-आयोडाइड KI_3 के, प्राप्त होते हैं।

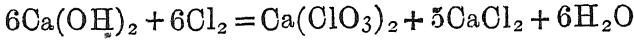
पोटासियम आयोडाइड औषधों में बहुत अधिकता से व्यवहृत होता है।

पोटासियम क्लोरेट, $KClO_3$। पोटासियम हाइड्राक्साइड के विलयन में क्लोरीन के ले जाने से पोटासियम क्लोराइड और पोटासियम क्लोरेट का मिश्रण प्राप्त होता है।

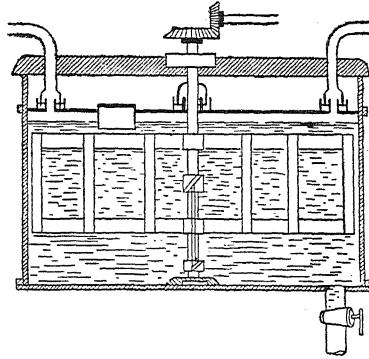
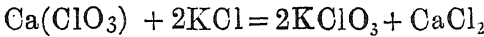
$$6KOH + 3Cl_2 = 5KCl + KClO_3 + 3H_2O$$

पोटासियम क्लोराइड की अपेक्षा पोटासियम क्लोरेट की विलेयता कम होती है। इससे मिश्रण से पोटासियम क्लोरेट सरलता से पृथक् किया जा सकता है; पर इस विधि में मूल्यवान् पोटाश, पोटासियम क्लोराइड के रूप में, नष्ट हो जाता है। अतः यह विधि बड़ी मात्रा में पोटासियम क्लोरेट के प्राप्त करने में प्रयुक्त नहीं होती। साधारणतः बड़ी मात्रा में पोटासियम क्लोरेट निम्न-लिखित रीति से प्राप्त होता है।

चूने और जल के तप्त मिश्रण को क्लोरीन से संतृप्त करने से चूना, कालसियम क्लोराइड और कालसियम क्लोरेट में परिणत हो जाता है।

$$6Ca(OH)_2 + 6Cl_2 = Ca(ClO_3)_2 + 5CaCl_2 + 6H_2O$$

यह कार्य ढालवाँ लोहे के बेलनों में होता है जिनमें यान्त्रिक प्रक्षोभक लगा रहता है। क्रिया समाप्त होने पर द्रव को निथरने के लिए छोड़ देते हैं। स्वच्छ द्रव को फिर बहा लेते और जल को वाष्पीभूत कर विलयन को समाहृत करते हैं। इस विलयन में तब कालसियम क्लोरेट की समतुल्य मात्रा पोटासियम क्लोराइड की डालते हैं जिससे निम्न-लिखित युग्म विच्छेदन द्वारा पोटासियम क्लोरेट प्राप्त होता है।

चित्र २३

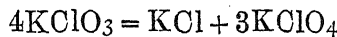
$$Ca(ClO_3) + 2KCl = 2KClO_3 + CaCl_2$$

कालसियम क्लोराइड की अपेक्षा कम विलेय होने के कारण विलेय को समाहृत कर सावधानी से ठण्डा करने से पोटासियम क्लोरेट के मणिभ प्राप्त होते हैं। पुनः मणिभीकरण के द्वारा यह शुद्ध किया जाता है।

आज-कल विद्युत्-विच्छेदन विधि से भी अधिक परिमाण में पोटासियम क्लोरेट प्राप्त होता है। पोटासियम क्लोराइड के तप्त विलयन को एक सेल में विद्युत्-विच्छेदित करते हैं। यहाँ घन विद्युतद्वार प्लाटिनम के पतले चद्दर का बना होता है और ऋण विद्युतद्वार ताँबे के तार का बना होता है। घन विद्युतद्वार पर मुक्त क्लोरीन की ऋण विद्युतद्वार पर बने दाहक पोटाश पर की, क्रिया से पोटासियम क्लोरेट बनता है। विलयन में जब पर्याप्त क्लोरेट हो जाता है तब उसे वहाँ से हटाकर मणिभीकरण के द्वारा पोटासियम क्लोरेट को पृथक् करते हैं और विलयनावशेष को फिर विद्युत् विच्छेदित करते हैं।

पोटासियम क्लोरेट बड़े-बड़े पारदर्शक काँच-सदृश द्युतिवाले एक नत मणिभ बनता है। इसके मणिभ कुछ आम्लिक होते हैं और उनमें शोरे के सदृश शीत-उत्पादक स्वाद होता है। यह जल में विलेय होता है। १०० भाग जल में ०° श पर इसका ३·३ भाग २०° श पर ७·१ भाग और १०४° श पर ६१·५ भाग घुलता है।

रसायनशाला में आक्सिजन तैयार करने में पोटासियम क्लोरेट काम में आता है। अम्लों की उपस्थिति में यह प्रबल आक्सीकारक होता है। दियासलाई बनाने और आतशबाज़ी में यह प्रयुक्त होता है। औषधों में भी यह काम आता है। दहकते अङ्गारे पर इसके चूर्ण डालने से तीव्र दहन होता है। इसकी बहुत अल्पमात्रा को गन्धक की धूल की अत्यल्प मात्रा के साथ खरल में रगड़ने से तीव्र विस्फोटन होता है। इसकी बहुत ही अल्प मात्रा प्रयुक्त करनी चाहिए नहीं तो विस्फोटन बहुत भयङ्कर हो सकता है।

पोटासियम परक्लोरेट, $KClO_4$ । पोटासियम क्लोरेट को तब तक गरम करने से जब तक वह लेई सा न बन जाय, पोटासियम क्लोराइड और पोटासियम क्लोरेट का मिश्रण प्राप्त होता है। इस प्रकार प्राप्त मिश्रण

$$4KClO_3 = KCl + 3KClO_4$$

को समाहृत हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में गरम करने से अविकृत पोटासियम

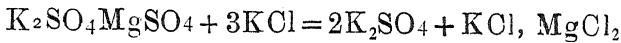
क्लोरेट विच्छेदित हो जाता है। हाइड्रोक्लोरिक अम्ल की पर-क्लोरेट पर कोई क्रिया नहीं होती। मणिभीकरण के द्वारा पर-क्लोरेट को क्लोराइड से पृथक् करते हैं।

पोटासियम क्लोरेट के उदासीन या आम्लिक विलयन के विद्युत्-आक्सीकरण से भी पर-क्लोरेट प्राप्त होता है। सोडियम क्लोरेट के विद्युत्-आक्सीकरण से भी सोडियम पर-क्लोरेट प्राप्त होता है और सोडियम पर-क्लोरेट और पोटासियम क्लोराइड में युग्म विच्छेदन से फिर पोटासियम पर-क्लोरेट प्राप्त होता है।

पोटासियम पर-क्लोरेट छोटा-छोटा समचतुर्भुजीय मणिभ बनता है। इसका स्वाद नमकीन होता है। १०० भाग जल में ५०° श पर इसका ५·३४ भाग और १००° श पर केवल १८·७ भाग घुलता है। यह समाहृत अलकोहल में प्रायः अविलेय होता है। अतः पोटासियम की मात्रा निर्धारित करने में पोटासियम को इस लवण में परिणत कर अन्य तत्वों से पृथक् करते हैं।

इस पर समाहृत गन्धकाम्ल की क्रिया से पर-क्लोरिक अम्ल प्राप्त होता है। पोटासियम क्लोरेट पर समाहृत गन्धकाम्ल की क्रिया से विस्फोटक क्लोरीन पेराक्साइड, ClO_2, प्राप्त होता है।

पोटासियम सल्फेट, K_2SO_4। स्टासफर्ट के निकट में प्राप्त कैनाइट $K_2SO_4, MgSO_4, MgCl_2, 6H_2O$ नामक खनिज में पोटासियम सल्फेट रहता है और मणिभीकरण के द्वारा मैगनीसियम क्लोराइड से पृथक् होता है। पोटासियम और मैगनीसियम सल्फेट $K_2SO_4MgSO_46H_2O$ के तप्त संतृप्त विलयन में घन पोटासियम क्लोराइड के डालने से निम्न समीकरण के अनुसार पोटासियम सल्फेट बनता है।

$$K_2SO_4MgSO_4 + 3KCl = 2K_2SO_4 + KCl, MgCl_2$$

पोटासियम सल्फेट के मणिभ अन्य लवणों की अपेक्षा अधिक शीघ्रता से बनकर पृथक् हो जाते हैं।

सोडियम सल्फेट की भाँति पोटासियम क्लोराइड पर गन्धकाम्ल की क्रिया से भी यह प्राप्त हो सकता है।

इसके मणिभ छोटे-छोटे और कठोर होते हैं। १०० भाग जल में १५° श पर इसका केवल १०·३ भाग और १००° श पर २४·१ भाग घुलता है। इसका स्वाद तीता और नमकीन होता है। यह फिटकरी के निर्माण और औषधों में रेचक के लिए प्रयुक्त होता है।

पोटासियम हाइड्रोजन सल्फ़ेट, $KHSO_4$ । नाइट्रिक अम्ल के निर्माण में पोटासियम नाइट्रेट पर गन्धकाम्ल की क्रिया से यह लवण प्राप्त होता है। क्रिया-फल के ठण्डे करने से यह लवण मणिभ के रूप में पृथक् हो जाता है।

इसके मणिभ का आकार समचतुर्भुजीय सूचिस्तम्भ होता है। यह जल में शीघ्रता से विलीन हो जाता है। इसका स्वाद आम्लिक और नमकीन होता है। प्लाटिनम के पात्रों को साफ़ करने में यह प्रयुक्त होता है।

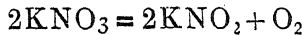
पोटासियम नाइट्रेट, KNO_3 । पोटासियम नाइट्रेट शोरे के नाम से इस देश में विख्यात है। शोरा पहले भारत से प्राप्त होता था। इसके उत्पन्न होने के ये कारण हैं—(१) मिट्टी में नाइट्रोजनवाले सेन्द्रिक पदार्थों का रहना। (२) एक विशेष प्रकार की नाइट्रोजन को संयुक्त करनेवाली बैक्टीरिया की वृद्धि के लिए उपयुक्त जल-वायु का होना और (३) काष्ठ की राखों का होना।

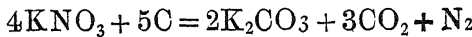
उपर्युक्त कारणों से भारत के अनेक भागों में यह लवण धरती की तह पर अथवा मिट्टी की दीवारों पर इकट्ठा होता है। यह शोरेवाली मिट्टी इकट्ठी की जाती है और जल में घुलाई जाती है। विलयन को फिर उबालकर, समाहृत कर ठण्डे होने के लिए छोड़ देने से नमक और शोरे के मणिभ साथ-साथ प्राप्त होते हैं। इन मणिभों को जल में घुलाकर मणिभीकरण के द्वारा शोरे के मणिभ को पृथक् कर लेते हैं। इस प्रकार जो शोरा प्राप्त होता है उसे 'कलमी शोरा' कहते हैं। कलमी शोरा बिलकुल शुद्ध नहीं होता। उसे जल में घुलाकर थोड़ा ग्लू डालते हैं जिससे शोरे का रङ्ग दूर होकर प्रायः शुद्ध शोरा प्राप्त होता है। उत्तरीय भारत में इस रीति से पर्याप्त मात्रा में

शोरा प्राप्त होता है। १६ वीं सदी के आरम्भ तक प्रायः ८०,००० टन शोरा प्रति वर्ष इस देश से बाहर जाता था, पर अब इसकी मात्रा बहुत कम हो गई है क्योंकि आजकल यह स्टासफुर्ट के निःक्षेप से तैयार होता है। भारत का शोरा प्रधानतः सीलोन, जावा, मैारिशस और अमेरिका को खाद के रूप में व्यवहृत होने के लिए जाता था। आजकल चीली के शोरा ($NaNO_3$) से पोटासियम नाइट्रेट प्राप्त होता है। चीली के शोरे के समाहृत विलयन में पोटासियम क्लोराइड के डालने से युग्म विच्छेदन होकर कम विलेय सोडियम क्लोराइड अवक्षिप्त हो जाता है और टाट में छानकर अलग कर लिया जाता है और फिर विलयनावशेष को ठण्डा करने से पोटासियम नाइट्रेट के मणिभ प्राप्त होते हैं।

पोटासियम नाइट्रेट जल में यथेष्ट विलेय होता है। १०० भाग जल में १५° श पर इसका २६ भाग और १००° श पर इसका २५० भाग विलीन होता है। यह श्वेत अनार्द्र मणिभ के रूप में प्राप्त होता है। इसके मणिभ प्रस्वेद्य नहीं होते। यह बारूद बनाने में प्रयुक्त होता है। सोडियम नाइट्रेट सस्ता होने पर भी प्रस्वेद्य होने के कारण बारूद में प्रयुक्त नहीं हो सकता।

गरम करने से इससे आक्सिजन निकलता और यह पोटासियम नाइट्राइट में परिणत हो जाता है।

$$2KNO_3 = 2KNO_2 + O_2$$

कोयले की उपस्थिति में इससे तीव्र प्रज्वलन होता है और इसमें निम्न-लिखित क्रियाएँ होती हैं—

$$4KNO_3 + 5C = 2K_2CO_3 + 3CO_2 + N_2$$

गन्धक के साथ निम्न-लिखित क्रिया होती है—

$$2KNO_3 + 2S = K_2SO_4 + SO_2 + N_2$$

शोरा, जैसा ऊपर कहा गया है, बारूद बनाने में, आतशबाज़ी में, मांस को सुरक्षित रखने में, खाद में, औषधों और अनेक कामों के लिए रसायन-शाला में प्रयुक्त होता है।

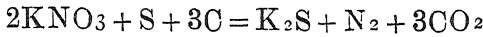
बारूद । ऐसा प्रतीत होता है कि बहुत प्राचीन काल से चीनवालों को बारूद बनाने का ज्ञान प्राप्त था, पर उस समय वे सम्भवतः उसे आतश-बाज़ी में ही काम में लाते थे न कि युद्ध के लिए प्रयुक्त करते थे। ऐसा मालूम होता है कि पाश्चात्य देशों में यूनानियों के बीच अग्नि उत्पन्न करने की विधि में सुधार करने की दृष्टि से इसके निर्माण का ज्ञान पहले-पहल फैला। १३ वीं सदी में सबसे पहले मार्कस ग्रेकस की पुस्तक में बारूद के अवयव शोरे का उल्लेख मिलता है। रौजर बेकन ने वर्णन किया है कि कोयले या गन्धक के साथ मिलाकर शोरे को तप्त घरिया में डालने से बैगनी रङ्ग के साथ वह जलता है। कार्बन और गन्धक के साथ शोरे की जो क्रियाएँ होती हैं उनका उल्लेख ऊपर हो चुका है।

ग्लौबर ने 'विस्फोटक चूर्ण' का उल्लेख किया है। इस चूर्ण में शोरे का ३ भाग, शुष्क पोटासियम क्लोरेट का २ भाग और गन्धक का १ भाग रहता था। इस मिश्रण को लोहे के चमचे में गरम करने से यह पहले पिघलता है और तब बड़ी तीव्रता से विस्फुटित होता है। इस क्रिया में गन्धक पोटासियम सल्फ़ाइड में परिणत होता है और उच्च तापक्रम पर शोरे से आक्सीकृत हो नाइट्रोजन मुक्त करता है। ग्लौबर ने 'द्रवण के चूर्ण' का भी वर्णन किया है। इस चूर्ण में शोरे का १ भाग, गन्धक का १ भाग और लकड़ी के बुरादे का १ भाग रहता था। इसमें आँच लगाने से इतनी गरमी उत्पन्न होती थी कि चाँदी की छोटी मुद्रा उसमें शीघ्र ही पिघल जाती थी।

बारूद के बने खिलौनों का व्यवहार १३२५ ई० में फ़्लोरेंस में हुआ था, पर अँगरेज़ों के द्वारा १३४६ ई० के क्रेसी के युद्ध में पहले-पहल बारूद का उपयोग युद्ध में हुआ। बारूद एक ऐसा मिश्रण है जिसमें कोयले, गन्धक और शोरे की मात्रा निश्चित नहीं रहती। इसका विस्फोटक गुण शोरे के आक्सिजन की सहायता से कोयले और गन्धक के पूर्ण रूप से जलने और उसके बहुत अधिक परिमाण में गैसें बनने पर निर्भर करता है। घन चूर्ण के परिमाण के कई सौ गुना अधिक परिमाण में गैसें बनती हैं।

बारूद जल के अन्दर अथवा किसी बन्द स्थान में भी जल सकती है, क्योंकि जलने के लिए इसमें पर्याप्त आक्सिजन रहता है।

ऐसा समझा जाता है कि बारूद के जलाने में जो क्रियाएँ होती हैं वे निम्न-लिखित समीकरण द्वारा प्रकट होती हैं—

$$2KNO_3 + S + 3C = K_2S + N_2 + 3CO_2$$

यदि यह समीकरण वास्तव में बारूद के जलने की क्रिया को सूचित करता है तो बारूद में भिन्न-भिन्न अवयवों की मात्रा निम्न-लिखित होनी चाहिए—

शोरा	७४·६ भाग
कार्बन	१३·३ भाग
गन्धक	११·८ भाग
	१००·० भाग

विभिन्न राष्ट्र जो बारूद तैयार करते हैं उनमें भिन्न-भिन्न अवयवों की मात्राएँ प्रायः उसी अनुपात में रहती हैं जो ऊपरदी गई हैं, किन्तु कभी भी पूर्णतया उसी अनुपात में नहीं रहती, उनमें कुछ न कुछ पार्थक्य अवश्य रहता है। बारूद में जो कोयला प्रयुक्त होता है वह शुद्ध कार्बन नहीं होता उसमें हाइड्रोजन और आक्सिजन की पर्याप्त मात्रा रहती है। गेलूसक और शेव-रायल ने सिद्ध किया था कि बारूद के जलने से नाइट्रोजन और कार्बन डाय-क्साइड के अतिरिक्त कुछ कार्बन मनाक्साइड भी अवश्य बनता है। जो अवशिष्ट घन रह जाता है उसमें पोटासियम सल्फ़ाइड के अतिरिक्त पोटासि-यम कार्बनेट, पेटासियम सल्फेट और अन्य लवण भी रहते हैं।

बुंसेन और शीशकौफ़ ने पहले-पहल बारूद के विच्छेदन से प्राप्त क्रिया-फलों का अनुसन्धान किया था। इसके बाद आबेल और नेाबेल ने पूर्णतया उनका अनुसन्धान किया। इन लोगों ने पाँच प्रकार की बारूद की परीक्षा की थी। इन पाँचों प्रकार की बारूदों की परीक्षा का फल आगे दी हुई सारिणी में समाविष्ट है।

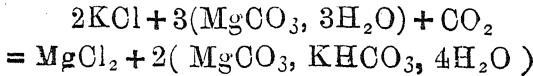
	पेबुल चूर्ण	तोप चूर्ण	बन्दूक़ महीन चूर्ण	महीन चूर्ण	स्पेन की पेबुल चूर्ण
शोरा	७४·६७	७४·६५	७५·०४	७३·५५	७५·३०
पोटासियम सल्फ़ेट	०·०७	०·१५	०·१४	०·३६	०·२७
पोटासियम क्लोराइड	०·००	०·००	०·००	०·००	०·०२
गन्धक	१०·०७	१०·२७	६·६३	१०·०२	१२·४२
कोयला { कार्बन १२·१२ हाइड्रोजन ०·४२ आक्सिजन १·४५ राख ०·२३ }	१४·२१	{ १०·८६ ०·४२ १·६६ ०·२५ } १३·५२	{ १०·६७ ०·५२ २·६६ ०·२४ } १४·०६	{ ११·३६ ०·४६ २·५७ ०·१७ } १४·५६	{ ८·६५ ०·३८ १·६८ ०·६३ } ११·३४
जल	०·६५	१·११	०·६	१·४८	०·६५

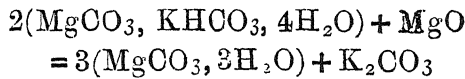
पोटासियम कार्बनेट K_2CO_3। पोटासियम कार्बनेट लकड़ी की राखों से प्राप्त होता है। पोटाश शब्द पैट और ऐश से निकला है जिसका अर्थ क्रमशः पात्र और राख है, क्योंकि पात्रों में राख को इकट्ठा कर यह प्राप्त होता था। उनके धोने से जो घन पदार्थ प्राप्त होता है उसे सुखाकर जलाने से भी पोटासियम कार्बनेट प्राप्त होता है।

ली-ब्लाँक विधि से पोटासियम क्लोराइड से भी यह प्राप्त हो सकता है। सौलवे विधि से यह तैयार नहीं हो सकता क्योंकि पोटासियम बाइ-कार्बनेट अमोनियम क्लोराइड से अधिक विलेय होता है।

चुकन्दर चीनी के निर्माण में जो शीरा प्राप्त होता है उससे पोटासियम कार्बनेट प्राप्त हो सकता है। उस शीरे को चूने से उदासीन करके समाहृत करते हैं। सान्द्र द्रव को फिर परावर्त्तन भट्ठी के तल में रखकर सावधानी से झुलसते हैं। अवशिष्ट घन को फिर जल से निर्याक्त कर लेते हैं। इस प्रकार प्राप्त जलीय विलयन के सुखाने से असंस्कृत पोटासियम कार्बनेट प्राप्त होता है।

आजकल स्टासफ़र्ट में प्राप्त पोटासियम क्लोराइड से भी इसे प्राप्त करते हैं। इस विधि को मैगनीसिया विधि कहते हैं। मैगनीसियम कार्बनेट की उपस्थिति में पोटासियम क्लोराइड में २०° श पर कार्बन डायक्साइड के प्रवाहित करने से पोटासियम हाइड्रोजन कार्बनेट और मैगनीसियम कार्बनेट का अवक्षेप प्राप्त होता है।

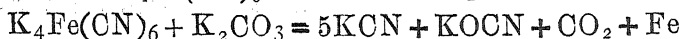
$$2KCl + 3(MgCO_3, 3H_2O) + CO_2$$
$$= MgCl_2 + 2(MgCO_3, KHCO_3, 4H_2O)$$

२०° श से निम्न तापक्रम पर मैगनीसियम आक्साइड से यह विच्छेदित हो जाता है और इस प्रकार पोटासियम कार्बनेट प्राप्त होता है।

$$2(MgCO_3, KHCO_3, 4H_2O) + MgO$$
$$= 3(MgCO_3, 3H_2O) + K_2CO_3$$

पोटासियम कार्बनेट श्वेत चूर्ण के रूप में प्राप्त होता है। यह जल में बहुत अधिक विलेय और आर्द्र वायु में प्रस्वेद्य होता है। तीव्र आँच

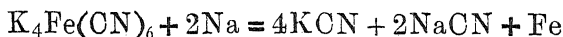
से भी यह विच्छेदित नहीं होता। इसका जलीय विलयन प्रबल क्षारीय होता है। इसके जलीय विलयन के प्रायः १५° श पर विद्युत्-विच्छेदन से आस्मानी रङ्ग का चूर्ण, पोटासियम पर-कार्बनेट, $K_2C_2O_6$, का प्राप्त होता है। यह लवण साधारण तापक्रम पर भी जलीय विलयन में विच्छेदित होकर आक्सिजन मुक्त करता है। प्रबल आक्सीकरण गुण के कारण यह बड़ी मात्रा में तैयार होता है।

पोटासियम कार्बनेट कोमल साबुन, कठोर काँच, पोटासियम फ़ेरोसायनाइड और पोटासियम के निर्माण में प्रयुक्त होता है।

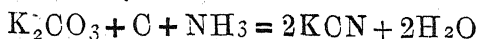
पोटासियम सायनाइड, KCN। पोटासियम फ़ेरोसायनाइड को अकेले या पोटासियम कार्बनेट के साथ पिघलाने से पोटासियम सायनाइड प्राप्त होता है।

$$K_4Fe(CN)_6 = 4KCN + FeC_2 + N_2$$
$$K_4Fe(CN)_6 + K_2CO_3 = 5KCN + KOCN + CO_2 + Fe$$

यह विधि प्रयुक्त नहीं होती क्योंकि पोटासियम सायनाइड का सारा सायनाइड पोटासियम सायनाइड के रूप में प्राप्त नहीं होता।

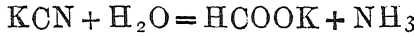
पोटासियम फ़ेरोसायनाइड को सोडियम के साथ गरम करने से पोटासियम फ़ेरोसायनाइड का सारा सायनोजन सोडियम सायनाइड के रूप में प्राप्त होता है।

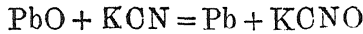
$$K_4Fe(CN)_6 + 2Na = 4KCN + 2NaCN + Fe$$

द्रवित ढेर को निःस्यन्दन द्वारा बारीक लोहे के चूर्ण से पृथक् कर लेते हैं।

तप्त पोटासियम कार्बनेट और कोयले के मिश्रण पर अमोनिया ले जाने से भी पोटासियम सायनाइड प्राप्त होता है।

$$K_2CO_3 + C + NH_3 = 2KCN + 2H_2O$$

पोटाश के अलकोहलीय विलयन में हाइड्रोसायनिक अम्ल HCN के ले जाने से पोटासियम सायनाइड का श्वेत अवक्षेप प्राप्त होता है। इसको छान, शुद्ध अलकोहल से धो और सुखाकर शुद्धावस्था में प्राप्त करते हैं।

पोटासियम सायनाइड जल में बहुत अधिक विलेय होता है और इसका विलयन धीरे-धीरे विच्छेदित होता है। यह विच्छेदन उबालने पर शीघ्रता से होता है। यहाँ अमोनिया निकलता और पोटासियम फार्मेट बनता है।

$$KCN + H_2O = HCOOK + NH_3$$

पोटासियम सायनाइड खनिज और कार्बनिक अम्लों से शीघ्रता से विच्छेदित हो जाता है। वायु में खुला रखने से पोटासियम सायनाइड से जो गन्ध निकलती है वह हाइड्रोसायनिक अम्ल के कारण होती है। धातुओं के आक्साइडों के साथ गरम करने से आक्साइड लघ्वीकृत हो जाते हैं और सायनाइड सायनेट में परिणत हो जाता है।

$$PbO + KCN = Pb + KCNO$$

पोटासियम सायनाइड और सोडियम सायनाइड स्वर्ण के निष्कर्षण में प्रयुक्त होते हैं। पोटासियम सायनाइड स्वर्ण और चाँदी से मुलम्मा करने में भी व्यवहृत होता है। इन धातुओं के सायनाइड पोटासियम सायनाइड से युग्म लवण बनते हैं जो जल में विलेय होते हैं।

पोटासियम सायनाइड वस्तुतः धातुओं के साथ दो प्रकार का युग्म लवण बनता है। एक प्रकार का युग्म लवण कैडमियम, निकेल, चाँदी और स्वर्ण के साथ यह बनता है। निकेल के साथ $K_2Ni(CN)_4$ या $2KCN\ Ni(CN)_2$ सङ्गठन का, चाँदी के साथ $KAg(CN)_2$ या $KCN\ AgCN$ सङ्गठन का और स्वर्ण के साथ $NaAu(CN)_2$ या $NaCN\ AuCN$ सङ्गठन का लवण बनता है। इन लवणों को जल में घुलाने से विलयन में निकेल, चाँदी और स्वर्ण के आयन विद्यमान रहते हैं। अतः इन लवणों में इन धातुओं की क्रियाएँ होती हैं।

दूसरे प्रकार के युग्म लवण ताँबे, लोहे और कोबाल्ट के होते हैं। इन युग्म लवणों के सङ्गठन क्रमशः $K_3Cu(CN)_4, K_4Fe(CN)_6$ और $K_3Co(CN)_6$ हैं। इन लवणों के विलयन में ताम्र, लोहे और कोबाल्ट की सामान्य क्रियाएँ नहीं होतीं क्योंकि इन विलयनों में इन धातुओं के आयन नहीं रहते। ये धातुएँ वस्तुतः मिश्रित ऋणात्मक आयनों $[Cu(CN_2)]'''$

$[Fe(CN)_6]^{\cdots}$, $[Co(CN)_6]^{\cdots}$ के अंश होते हैं। वैश्लेषिक रसायन में इन्हीं मिश्र आयनों के बनने पर कैडमियम के ताम्र से, निकेल के कोबाल्ट से, पृथक्करण का सिद्धान्त अवलम्बित है।

पोटासियम की पहचान और निर्धारण। पोटासियम के लवण बुंसेन ज्वालक की ज्वाला को बैगनी रङ्ग प्रदान करते हैं। पोटासियम के वर्णपट में एक प्रमुख रक्त और एक प्रमुख बैगनी रेखा देखी जाती है।

पोटासियम लवण के समाहृत विलयन में सोडियम कोबाल्ट नाइट्राइट के विलयन डालने से पोटासियम सोडियम कोबाल्ट नाइट्राइट $K_2NaCo(NO_2)_6$ का पीत मणिभीय अवक्षेप प्राप्त होता है।

पोटासियम लवण के समाहृत विलयन में सोडियम हाइड्रोजन टार्टेट के विलयन डालने से पोटासियम हाइड्रोजन टार्ट्रेट $KHC_4H_4O_6$ का श्वेत अवक्षेप प्राप्त होता है।

अन्य लवणों की उपस्थिति में पोटासियम के निर्धारण में पोटासियम को पोटासियम क्लोरो-प्लाटिनेट K_2PtCl_6 के रूप में अवक्षिप्त कर अन्य लवणों से पृथक् कर तौलते हैं। पोटासियम परक्लोरेट यद्यपि जल में कुछ-कुछ विलेय होता है पर अलकोहल में पूर्णतया अविलेय होता है। अलकोहलीय विलयन में परक्लोरेट के रूप में भी अवक्षिप्त कर पोटासियम की मात्रा निर्धारित होती है।

अमोनियम लवण

अमोनियम। अमोनियम एक ऐसे मूलक का नाम दिया गया है जो मुक्तावस्था में स्थित नहीं रहता। अमोनियम लवण गुणों में सोडियम और पोटासियम लवणों के समान होते हैं। अतः इन लवणों का सोडियम और पोटासियम लवणों के साथ ही अध्ययन होता है।

अमोनियम लवणों का प्रधान उद्गम आजकल पत्थर का कोयला है। पत्थर के कोयले में प्रतिशत एक से दो भाग तक नाइट्रोजन रहता है। कोयला-गैस के निर्माण में कोयले के विच्छेदक स्रवण से कोयले का नाइट्रो-

जन अमोनिया में परिणत हो जाता है। कोयला-गैस को जल में धोने से अमोनिया जल में घुलकर अमोनिया का विलयन प्राप्त होता है। इसमें अमोनिया अधिकांश अमोनियम सल्फ़ाइड, अमोनियम हाइड्राक्साइड और अन्य लवणों के रूप में प्राप्त होता है। इस विलयन को चूने के साथ मिलाकर स्रवित करने और स्रुत अमोनिया को गन्धकाम्ल में विलीन करने से अमोनियम सल्फ़ेट प्राप्त होता है। इसी लवण के रूप में अधिकांश अमोनिया खाद में उपयुक्त होता है। अमोनिया को अम्लों में ले जाने से इसके लवण प्राप्त होते हैं।

अमोनियम पारद्-मिश्रण। सोडियम पारद-मिश्रण को अमोनियम क्लोराइड के समाहृत विलयन में डालने से पारद का आयतन इसके अपने आयतन का प्रायः बीस गुना बढ़ जाता है और यह हलके, कोमल, मक्खन से ढेर में परिणत हो जाता है। कुछ लोगों का मत है कि अमोनियम, NH_4, और पारद के मिश्रण बनने से ऐसा होता है। यह पारद-मिश्रण बहुत अस्थायी होता है। इससे अमोनिया और हाइड्रोजन निकलता और पारद का पूर्व आयतन अवशिष्ट रह जाता है।

अमोनियम हाइड्राक्साइड, NH_4OH। अमोनिया के जल में घुलने से अमोनियम हाइड्राक्साइड प्राप्त होता है। यह विलयन में ही प्राप्त होता है। बड़ी शीघ्रता से यह अमोनिया NH_3 और जल H_2O में विच्छेदित हो जाता है।

अमोनिया एक बहुत दुर्बल क्षार है। इसकी भास्मिकता अमोनियम क्लोराइड की उपस्थिति में और भी कम हो जाती है। भास्मिकता दुर्बल होने के कारण ही अमोनियम क्लोराइड की उपस्थिति में लोहे, क्रोमियम और अलुमिनियम के हाइड्राक्साइड उनके लवणों से अवक्षिप्त होते और यशद, मैंगनीज़ और मैगनीसियम के हाइड्राक्साइड उनके लवणों से अवक्षिप्त नहीं होते। अमोनियम हाइड्राक्साइड की भास्मिकता दाहक पोटाश या सोडा की भास्मिकता से प्रायः १/४० होती है।

अमोनियम सल्फ़ेट, $(NH_4)_2SO_4$। कोयला-गैस के निर्माण में जो गैस-द्रव प्राप्त होता है उसे स्रवित कर स्रुत अमोनिया को गन्धकाम्ल में विलीन करने से यह लवण प्राप्त होता है। मणिभीकरण के द्वारा यह शुद्ध किया जाता है। खाद और अमोनिया के अन्य लवणों के तैयार करने में यह प्रयुक्त होता है। एक करोड़ टन से अधिक अमोनियम सल्फ़ेट इस काम के लिए प्रतिवर्ष व्यवहृत होता है।

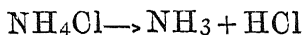
अमोनियम फ़्लोराइड, NH_4F। अमोनिया को हाइड्रोफ़्लोरिक अम्ल से संतृप्त करने से यह लवण प्राप्त होता है। सिलिकेटों को विच्छेदित करने के लिए यह रसायनशाला में प्रयुक्त होता है। सिलिका के साथ इसकी क्रिया इस प्रकार होती है।

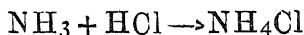
$$SiO_2 + 4NH_4F = SiF_4 + 4NH_3 + 2H_2O$$

अमोनियम क्लोराइड, NH_4Cl। अमोनिया को हाइड्रोक्लोरिक अम्ल से उदासीन करने से यह लवण प्राप्त होता है।

नमक और अमोनियम सल्फ़ेट के मिश्रण को गरम करने से भी अमोनियम क्लोराइड उद्विनित रूप में प्राप्त होता है।

यह जल में स्वच्छन्दता से विलीन होता है। इससे तापक्रम बहुत गिर जाता है। गरम करने से यह उड़ जाता है। इसके वाष्प का घनत्व १३·३५ पाया जाता है। यदि NH_4Cl सूत्र ठीक हो तो इसका घनत्व २६·७५ होना चाहिए। घनत्व के कम होने का कारण यह है कि गरम करने से यह प्रायः पूर्णरूप से अमोनिया और हाइड्रोजन क्लोराइड में विघटित हो जाता है।

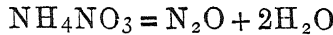
$$NH_4Cl \rightarrow NH_3 + HCl$$

ठण्डे होने पर ये दोनों अणु फिर मिलकर अमोनियम क्लोराइड में परिणत हो जाते हैं।

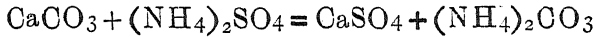
$$NH_3 + HCl \rightarrow NH_4Cl$$

यह उत्क्रमणीय क्रिया का बहुत अच्छा दृष्टान्त है।

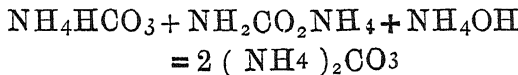
बेकर के अन्वेषण से मालूम होता है कि पूर्ण रूप से सूखे हुए अमोनियम क्लोराइड के वाष्पीभूत करने से यह विघटित नहीं होता। इससे सिद्ध होता है कि इस प्रकार के विघटन में जल का योग कुछ अवश्य है पर किस प्रकार का योग है यह ठीक-ठीक नहीं मालूम होता।

अमोनियम नाइट्रेट, NH_4NO_3। नाइट्रिक अम्ल में अमोनिया ले जाने और विलयन के समाहृत करने से इसके मणिभ प्राप्त होते हैं।

यह श्वेत प्रस्वेद्य घन होता है जो जल में घुलाने से पर्याप्त ताप का शोषण करता है। गरम करने से यह नाइट्रिक आक्साइड और जल में विच्छेदित हो जाता है।

$$NH_4NO_3 = N_2O + 2H_2O$$

अमोनियम कार्बनेट । $(NH_4)_2CO_3$। खड़िया और अमोनियम सल्फेट के मिश्रण के गरम करने से यह लवण साधारणतः प्राप्त होता है।

$$CaCO_3 + (NH_4)_2SO_4 = CaSO_4 + (NH_4)_2CO_3$$

इस विधि से प्राप्त लवण में थोड़ा जल डालकर पुनः उद्धनित करने से श्वेत रेशेदार ढेर में यह प्राप्त होता है। इस लवण में प्रबल अमोनिया की गन्ध होती है। व्यापार के अमोनियम कार्बनेट में अमोनियम बाई-कार्बनेट NH_4HCO_3 और अमोनियम कार्बनेट $CO_2\begin{cases}NH_2\\NH_4\end{cases}$ मिला रहता है और इन्हीं के कारण अमोनियम कार्बनेट में गन्ध होती है। अन्तिम दोनों लवण अमोनिया के द्वारा अमोनियम कार्बनेट में परिणत हो जाते हैं।

$$NH_4HCO_3 + NH_2CO_2NH_4 + NH_4OH$$
$$= 2\,(NH_4)_2CO_3$$

अमोनियम सल्फ़ाइड $(NH_4)_2S$। अमोनिया और हाइड्रोजन सल्फ़ाइड़ की उपयुक्त मात्रा के मिलाने और ठण्डा करने से अमोनियम सल्फ़ाइड का श्वेत मणिभीय घन प्राप्त होता है।

यह लवण शीघ्रता से अमोनिया और अमोनियम हाइड्रोजन सल्फ़ाइड NH_4HS में विच्छेदित हो जाता है। अमोनिया में हाइड्रोजन सल्फ़ाइड के ले जाने से प्रधानतः अमोनियम हाइड्रोजन सल्फ़ाइड ही बनता है। इसमें गन्धक विलीन हो पीत अमोनियम सल्फ़ाइड बनता है जो आर्सेनिक अंटीमनी और वङ्ग के सल्फ़ाइडों को घुलाने में व्यवहृत होता है।

अमोनियम की पहचान और निर्धारण। अमोनियम लवण को दाहक पोटाश या सोडा के साथ गरम करने से अमोनिया निकलता है। इसकी एक विशेष प्रकार की तीव्र गन्ध से सरलता से इसे पहचान लेते हैं। हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में डूबे कांच के डण्ठल पर अमोनिया से श्वेत धूम बनता है।

नेसलर के प्रतिकारक के द्वारा अमोनिया अथवा अमोनियम लवणों से बड़ी मात्रा में होने से कपिल वर्ण का अवक्षेप और थोड़ी मात्रा के होने से केवल पीत-कपिल वर्ण का विलयन प्राप्त होता है।

अमोनियम लवणों को क्षार धातुओं के लवणों से उनकी वाष्पशीलता के द्वारा पृथक् करते हैं। अमोनियम लवणों को दाहक सोडा के साथ मिलाकर स्रवित करने से और श्रुत अमोनिया को ज्ञात समाहरण के तनु हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में ले जाने से और अविकृत हाइड्रोक्लोरिक अम्ल की मात्रा को निर्धारित करने से अमोनिया की मात्रा का ज्ञान होता है।

अमोनियम क्लोराइड को क्लोरोप्लाटिनिक अम्ल से अवक्षिप्त कर अमोनियम क्लोरोप्लाटिनेट $(NH_4)_2PtCl_6$ के रूप में अवक्षिप्त कर धोकर उसमें प्लाटिनम की मात्रा को निर्धारित कर अमोनियम की मात्रा का ज्ञान प्राप्त करते हैं।

अलकली वर्ग के तत्त्व

इस वर्ग में लिथियम, सोडियम, पोटासियम, रूबीडियम और सीज़ियम धातुएँ और अमोनियम मूलक हैं। इनमें लिथियम, सोडियम और पोटासियम और उनके लवणों और अमोनिया के लवणों का वर्णन ऊपर हो चुका है।

रूबीडियम और सीज़ियम धातुएँ दुष्प्राप्य हैं। वे दोनों साथ-साथ कुछ दुष्प्राप्य खनिजों में पाये जाते हैं। अधिकांश गुणों में ये धातुएँ और इनके लवण पोटासियम और पोटासियम के लवणों के सदृश हैं। बेरियम सायनाइड और सीज़ियम सायनाइडके मिश्रण के विद्युत्-विच्छेदन से सीज़ियम धातु प्राप्त होती है। रूबीडियम कार्बनेट को कालसियम कार्बनेट और कार्बन के बारीक चूर्ण के साथ गरम करने से रूबीडियम धातु प्राप्त होती है।

ये दोनों धातुएँ हाइड्रोजन के साथ प्रायः ३००° श पर हाइड्राइड बनती हैं। इनके अन्य लवण इस वर्ग की अन्य धातुओं के लवणों के समान ही होते हैं। इनके ऐलम पोटासियम या अमोनियम ऐलम से कम विलेय होते हैं। प्लाटिनम क्लोराइड के साथ इनके जो युग्म लवण बनते हैं वे पोटासियम के युग्म लवणों से अधिक अविलेय होते हैं।

रूबीडियम के लवणों से बुंसेन ज्वालक की ज्वाला पोटासियम लवणों के समान ही पर कुछ अधिक लाल रङ्ग की होती है और सीज़ियम के लवणों से अधिक स्वच्छ बैंगनी रङ्ग की होती है। इस वर्ग के सभी तत्वों में कुछ समानताएँ हैं।

(१) इस वर्ग के सभी तत्त्व एक-बन्धक होते हैं। इन तत्त्वों का केवल एक परमाणु अम्लों के हाइड्रोजन के केवल एक परमाणु को स्थानापन्न करता है। इन धातुओं के हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के लवणों का सामान्य सूत्र RCl गन्धकाम्ल के लवणों का सामान्य सूत्र $RHSO_4$ और R_2SO_4 है।

(२) इस वर्ग की सब धातुएँ कोमल और घनवर्धनीय होती हैं। तुरन्त कटी हुई तहों पर चमकीली धातुक-द्युति होती है पर वायु के कारण यह द्युति शीघ्र ही नष्ट हो जाती है और उनके ऊपर धातुओं के आक्साइडों की तह बन जाती है। ये सभी धातुएँ पारद के साथ पारद-मिश्रण बनती हैं। ये साधारण तापक्रम पर जल को विच्छेदित कर हाइड्रोजन निकालती और हाइड्राक्साइड बनती हैं। वायु और जल से आक्रान्त होने के कारण ये धातुएँ साधारणतः नफ्था या किरासन तैल में रखी जाती हैं।

(३) गरम करने पर ये धातुएँ और उनके लवण ज्वालक की ज्वाला को लाक्षक रङ्ग प्रदान करते हैं।

(४) इनके आक्साइड जल में घुलकर हाइड्राक्साइड बनते हैं। ये हाइड्राक्साइड जल में बहुत विलेय होते हैं और इस प्रकार विलीन हो प्रबल क्षार बनते हैं। इनमें केवल अमोनियम हाइड्राक्साइड दुर्बल क्षार होता है। रक्त तप्त करने पर भी इन हाइड्राक्साइडों से जल नहीं निकलता। केवल अमोनियम हाइड्राक्साइड अमोनिया और जल में विच्छेदित हो जाता है। सभी हाइड्राक्साइड वायु से कार्बन डायक्साइड का शोषण कर कार्बनेट में परिणत हो जाते हैं।

(५) इन धातुओं के सामान्य कार्बनेट उच्च तापक्रम पर भी स्थायी होते हैं। केवल लिथियम और अमोनियम कार्बनेट विच्छेदित हो जाते हैं।

(६) ये सब धातुएँ हाइड्रोजन से सीधे संयुक्त हो RH सूत्र का हाइड्राइड बनती है।

(७) इनके द्वि-अङ्किक यौगिक अधिक विद्युत्-ऋणात्मक तत्त्वों को आकर्षित कर एक से अधिक आक्साइड और हैलायड लवण बनते हैं। इनके पेराक्साइड R_2O_2, R_2O_3, R_2O_4 सूत्रों के होते हैं।

(८) इस वर्ग की धातुओं के प्राप्त करने की विधि में समानता पाई जाती है। ये धातुएँ या तो इनके हाइड्राक्साइड, क्लोराइड वा सायनाइड के विद्युत्-विच्छेदन से प्राप्त होते हैं अथवा हाइड्रेट या कार्बनेट पर उच्च तापक्रम पर कार्बन की क्रिया से प्राप्त होते हैं। इसमें लिथियम अपवाद है।

(९) इन धातुओं के भौतिक गुणों की तुलना से मालूम होता है कि परमाणु भार की वृद्धि के साथ-साथ एक नियत क्रम से इनके गुणों में परिवर्तन होता है। परमाणुक भार की क्रमिक वृद्धि से घन धातुओं का घनत्व क्रमशः बढ़ता जाता है। परमाणु का आयतन भी क्रमशः बढ़ता जाता है। द्रवणाङ्क क्रमशः कम होता जाता है।

(१०) कुछ बातों में लिथियम इस वर्ग की अन्य धातुओं से भिन्न होता है। इसका उल्लेख पूर्व में हो चुका है।

प्रश्न

१—सोडा के निर्माण की ली-ब्लांक विधि का संक्षिप्त वर्णन करो। इस विधि के विभिन्न भागों में कौन-कौन उप-फल प्राप्त होते हैं और वे किस काम में आते हैं? सोडा के क्या-क्या प्रयोग हैं? (बम्बई, १८१९)

२—सोडा के निर्माण की अमोनिया-सोडा विधि का वर्णन करो। इस विधि के गुण-दोषों का भी वर्णन करो। (बम्बई, १९२८)

३—लिथियम कहाँ-कहाँ पाया जाता है? लेपिडोलाइट से लिथियम क्लोराइड कैसे तैयार होता है? लिथियम क्लोराइड से लिथियम कार्बनेट, लिथियम फ़ास्फ़ेट और लिथियम धातु कैसे प्राप्त हो सकती है?

४—किन-किन बातों में लिथियम अलकली धातुओं से सादृश्य और किन-किन बातों में पार्थक्य रखता है?

५—किस विधि से डेवी ने सोडियम धातु प्राप्त की थी? इस विधि में किस संशोधन की आवश्यकता है, जिससे यह विधि बड़ी मात्रा में धातु के प्राप्त करने में प्रयुक्त हो सके।

६—सोडियम पेराक्साइड बड़ी मात्रा में कैसे तैयार होता है। सोडियम पेराक्साइड से (१) आक्सिजन और (२) हाइड्रोजन पेराक्साइड तुम कैसे प्राप्त करोगे? इसके क्या-क्या उपयोग हैं?

७—शुद्ध सोडियम हाइड्राक्साइड और शुद्ध सोडियम क्लोराइड कैसे प्राप्त हो सकते हैं? इन दोनों लवणों को क्रमशः सोडियम कार्बनेट और सोडियम बाइ-कार्बनेट में कैसे परिणत करोगे?

८—सोडियम थायो-सल्फ़ेट कैसे तैयार होता है? इसके गुणों का सविस्तर वर्णन करो।

९—माइक्रो-कोस्मिक लवण कैसे तैयार होता है? इस पर ताप का क्या प्रभाव पड़ता है? इसका सङ्गठन क्या है?

१०—सोहागा कैसे प्राप्त होता है? इसका सङ्गठन क्या है? यह किन-किन कामों में प्रयुक्त होता है? इस पर ताप का क्या प्रभाव पड़ता है?

११—पोटासियम धातु आजकल कैसे तैयार होती है ? आधुनिक विधि और प्राचीन विधि में क्या भेद है ?

१२—पोटासियम हाइड्राक्साइड से शुद्ध पोटासियम ब्रोमाइड और पोटासियम आयोडाइड कैसे प्राप्त होते हैं ?

१३—पोटासियम सायनाइड के तैयार करने की किसी विधि का वर्णन करो। पोटासियम सायनाइड के क्या उपयोग हैं ? चाँदी, ताँबा, निकेल और कोबाल्ट लवणों पर इसकी क्या-क्या क्रियाएँ होती हैं ? इससे जो लवण बनते हैं वे किस प्रकार के होते हैं ?

१४—अमोनियम लवणों के उद्गम क्या हैं और वे कैसे प्राप्त होते हैं ? अमोनियम लवण किस-किस काम में प्रयुक्त होते हैं ?

१५—अमोनियम क्लोराइड, अमोनियम सल्फेट और अमोनियम नाइट्रेट कैसे तैयार होते हैं ? अमोनियम क्लोराइड के क्या गुण हैं ? इसके वाष्प के घनत्व से क्या मालूम होता है ?

१६—पोटासियम क्लोरेट कैसे तैयार होता है ? इसके क्या-क्या गुण हैं ? यह किस काम में प्रयुक्त होता है ? इस पर गन्धकाम्ल और ताप की क्या क्रियाएँ होती हैं ?

१७—सोडियम, पोटासियम और लिथियम धातुओं के गुणों और उनके तथा अमोनियम के लवणों का तुलनात्मक वर्णन करो।

परिच्छेद १३

ताम्र वर्ग

ताम्र, चाँदी, स्वर्ण

ताम्र (ताँबा, कापर)।

संकेत, Cu; परमाणुभार, ६३.५

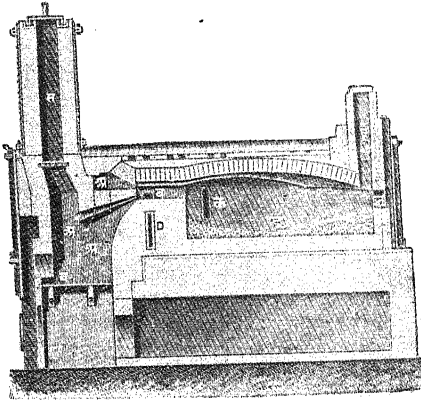
उपस्थिति। भारत में बहुत प्राचीन काल से ताम्र के खनिजों को पिघलाकर उनसे ताम्र धातु प्राप्त होती चली आती है। मध्यकाल में राजपूताना और दक्षिण भारत में बड़ी मात्रा में ताम्र प्राप्त होता था। बिहार के सिंहभूम ज़िले में ताम्र के खनिज हैं और वहाँ से १९२१ ई० में ११०० टन ताम्र प्राप्त हुआ था। ताम्र के निःक्षेप बिहार के हज़ारीबाग़ में, युक्तप्रान्त के कुमाऊँ ज़िले में, सिक्कम और बर्मा में पाये गये हैं। भारत में ताम्र और काँसे की औसत खपत प्रतिवर्ष २ करोड़ से अधिक रुपये की है। अँगरेज़ी का कापर शब्द लैटिन के क्यूप्रम (Cuprum) से निकला है। यह क्यूप्रम शब्द साइप्रस टापू के नाम से निकला समझा जाता है। ताँबा धातु के रूप में भी अनेक स्थानों में, विशेषतः अमेरिका और साइबेरिया में तथा सुपीरियर झील के पार्श्ववर्ती स्थानों में, पाया जाता है। इस के मुख्य खनिज कापर ग्लाँस (Cu_2S), क्यूप्राइट (Cu_2O), कापर पीराइटीज़ ($CuFeS_2$), मैलेकाइट [$Cu(OH)_2CuCO_3$] और ऐजुराइट [$2CuCO_3, Cu(OH)_2$] हैं।

ताम्र की प्राप्ति। ताम्र के खनिजों की विभिन्न प्रकृति के कारण उनसे ताम्र निकालने की विधियाँ भिन्न-भिन्न होती हैं। साधारणतः शुष्क और आर्द्र दो विधियाँ प्रयुक्त होती हैं। अधिकांश ताम्र शुष्क विधि से ही प्राप्त होता है।

शुष्क विधि की दो भिन्न-भिन्न रीतियाँ व्यवहृत होती हैं; एक में परावर्त्तन भट्ठी और दूसरी में वात-भट्ठी प्रयुक्त होती है। पहली विधि को वेल्श या अँगरेजी विधि कहते हैं और दूसरी विधि को मैनस्फ़ील्ड विधि।

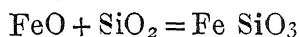
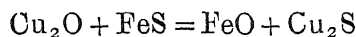
वेल्श विधि में ताम्र खनिजों का मिश्रण साधारणतया उपयुक्त होता है। इस मिश्रण से शुद्ध धातु प्राप्त करने में निम्न ६ भिन्न-भिन्न क्रम होते हैं। साधारणतः कापर पीराइटीज़ और कापर कार्बनेट का मिश्रण प्रयुक्त होता है। ऐसे खनिजों में आयर्न पीराइटीज़ बालू या स्फटिक मिले रहते हैं।

(१) मिश्रित खनिज का फूँकना।
(२) 'अपरिष्कृत धातु' का प्राप्त करना।
(३) 'अपरिष्कृत धातु' का फूँकना।
(४) 'परिष्कृत धातु' का प्राप्त करना।
(५) 'परिष्कृत धातु' से ताम्र प्राप्त करना।
(६) ताम्र का शोधन।

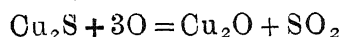
पहला उपचार भट्ठों में या परावर्त्तन भट्ठियों में होता है। परावर्त्तन भट्ठी की आकृति चित्र में दी हुई है। यहाँ 'अ' स्थान पर कोयले के जलने से ज्वाला उत्पन्न होती है और भट्ठी की धनुषाकार छत से टकराकर भट्ठी के गर्भ 'इ' में स्थित पदार्थों पर पड़ती है। भट्ठी का कोयला 'स' मार्ग से डाला जाता है। भट्ठी की गैसों को जलाने के लिए 'व' मार्ग से वायु प्रविष्ट की जाती है। भट्ठी के आवेश को आक्सीकृत करने के लिए 'क' मार्ग से वायु आती है। 'ह' मार्ग से दहन की गैसें

चित्र २४

बाहर निकलती हैं और क्रिया समाप्त होने पर 'ज' मार्ग से भट्ठी के आवेश निकाल लिये जाते हैं। प्रायः साढ़े तीन टन खनिज के मिश्रण को भट्ठे में रखकर १२ से २४ घण्टे तक वायु में फूँकते हैं। इससे ताँबे और लोहे के सल्फ़ाइड कुछ आक्सीकृत हो आक्साइड बनते हैं और ताम्र का कार्बनेट भी आक्साइड में परिणत हो जाता है। $Cu_2S + 3O = Cu_2O + SO_2$

दूसरे क्रम में भूना हुआ खनिज 'परिष्कृत धातु' से प्राप्त 'धातु मैल' के साथ मिलाकर परावर्त्तन भट्ठी में तप्त किया जाता है। यहाँ भुने हुए खनिज का कापर आक्साइड आयर्न सल्फ़ाइड के साथ कापर सल्फ़ाइड और आयर्न आक्साइड बनता है और यह आयर्न आक्साइड सिलिका के साथ संयुक्त हो आयर्न सिलिकेट की गलनीय मैल बनता है। इस मैल में ताँबा न चला जाय इसके लिए यह आवश्यक है कि खनिज के मिश्रण में १४ प्रतिशत से अधिक ताँबा न रहे। ६ प्रतिशत से कम भी ताँबा न रहना चाहिए, नहीं तो ईंधन बहुत अधिक ख़र्च होता है। इस प्रकार जो ताम्र का सल्फ़ाइड प्राप्त होता है उसे 'अपरिष्कृत धातु' कहते हैं। इस अपरिष्कृत धातु में ताम्र की मात्रा ३५ प्रतिशत के लगभग रहती है। इसकी मैल बहाकर अलग कर ली जाती है। इस उपचार में निम्न-लिखित क्रियाएँ होती हैं—

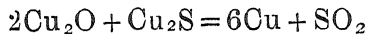
$$Cu_2O + FeS = FeO + Cu_2S$$
$$FeO + SiO_2 = Fe\ SiO_3$$

मैल

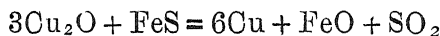
तीसरे क्रम में दानेदार या पीसे हुए अपरिष्कृत धातु को फिर फूँकते हैं। इससे कापर सल्फ़ाइड का कुछ अंश आक्साइड में परिणत हो जाता है और सल्फ़र डायक्साइड निकलता है।

$$Cu_2S + 3O = Cu_2O + SO_2$$

चौथे क्रम में फूँके हुए ढेर को फिर शोधक 'धातुमैल' के साथ द्रवित करते हैं। इससे जो क्रियाफल प्राप्त होता है उसमें प्रायः शुद्ध कापर

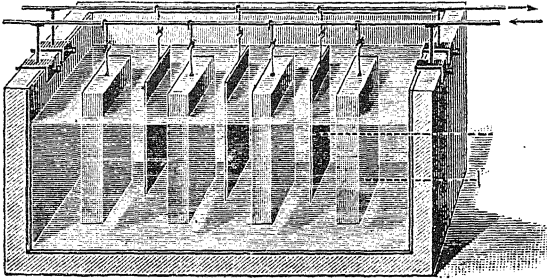
सल्फ़ाइड होता है। खनिज मिश्रण का अधिकांश लोहा धातु-मैल के रूप में निकल जाता है। इस क्रियाफल को 'परिष्कृत' या 'श्वेत' धातु कहते हैं। इसमें ६० से ७५ प्रतिशत ताम्र रहता है।

पाँचवें क्रम में 'श्वेत धातु' को फिर परावर्त्तन भट्ठी में भूनते हैं। इससे कापर सल्फ़ाइड का कुछ अंश कापर आक्साइड में परिणत हो जाता है और तापक्रम के उच्च होने से आक्साइड और सल्फ़ाइड के बीच क्रिया होकर ताम्र धातु प्राप्त होती है।

$$2Cu_2O + Cu_2S = 6Cu + SO_2$$

यदि कुछ आयर्न सल्फ़ाइड अवशिष्ट रह जाय तो वह भी यहाँ आक्साइड में परिणत हो जाता है।

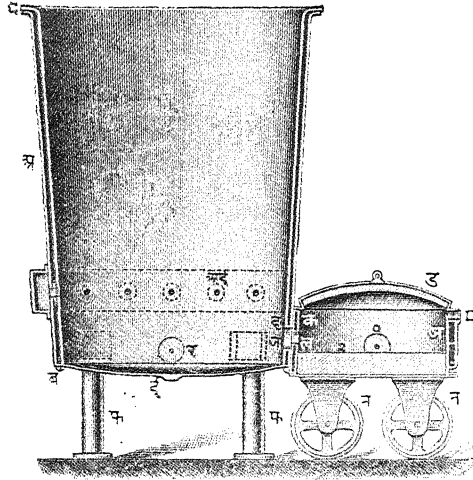
$$3Cu_2O + FeS = 6Cu + FeO + SO_2$$

इस क्रम में जो धातु प्राप्त होती है उस पर दानेदार चिह्न होते हैं। अतः इसे 'दानेदार ताम्र' कहते हैं। इस धातु में २ से ३ प्रतिशत के लगभग अपद्रव्य रहते हैं।

इन अपद्रव्यों को दूर करने के लिए यह शोधित होता है। इस निमित्त यह परावर्त्तन भट्ठी के गर्भ में आक्सीकरण वायुमण्डल में पिघलाया जाता है। लोहे, सीस और आर्सेनिक-सदृश अपद्रव्य पहले आक्सीकृत हो जाते और उनके आक्साइड या तो उड़कर निकल जाते हैं अथवा भट्ठी के गर्भ के वालुकामय पदार्थों के साथ संयुक्त हो धातु-मैल बनते और फिर निकाल लिये जाते हैं। यह आक्सीकरण तब तक होता है जब तक ताम्र स्वयं आक्सीकृत होना शुरू न हो जाय। इस आक्सीकरण से बने ताम्र आक्साइड की अविकृत सल्फ़ाइड के साथ उपर्युक्त समीकरण के अनुसार क्रिया होकर ताम्र धातु प्राप्त होती है। अपरिवर्तित कापर आक्साइड को लघ्वीकृत करने के लिए पिघले हुए ढेर को हरे काष्ठ के लट्ठ से उलटते और उस पर कुछ अन्थ्रेसाइट भी डालते हैं ताकि ताम्र का आक्साइड पूर्ण रूप से लघ्वीकृत हो जाय। इस प्रकार शुद्ध ताम्र प्राप्त होता है।

विद्युत्-विच्छेदन विधि। यह विधि कभी-कभी 'श्वेत धातु' से और कभी-कभी खनिज से ताम्र प्राप्त करने में प्रयुक्त होती है। साधारणतः

चित्र २५

अशुद्ध ताम्र से अपद्रव्यों को दूर करने के लिए ही यह विधि प्रयुक्त होती है। चहबच्चे या चहबच्चों की पंक्तियों में गन्धकाम्ल मिला हुआ कापर सल्फ़ेट का विलयन रखा जाता है। इसमें ताम्र की ईंटें लटकाई जाती हैं। ये ईंटें धन-विद्युत्द्वार होती हैं। ऋण-विद्युत्द्वार, जिस पर विद्युत्-प्रवाह से शुद्ध ताम्र का निःक्षेप होता है, ताम्र के पतले चादर का होता है। थोड़े विद्युत् से ही एक विद्युत्द्वार से दूसरे विद्युत्द्वार पर शुद्ध ताम्र स्थानान्तरित होता है। अन्य अपद्रव्य द्रव में विलीन हो जाते हैं; केवल स्वर्ण और चांदी चहबच्चों के पेंदे में इकट्ठी होती रहती हैं। इस विधि से ९९.८ प्रतिशत तक शुद्ध ताम्र प्राप्त होता है। ताम्र का स्वर्ण और चाँदी भी प्राप्त हो जाती है। सारे ताम्र का लगभग ६० प्रतिशत भाग इस विद्युत्-विच्छेदन विधि से ही शोधित होता है।

मैनस्फ़ील्ड विधि। भूने हुए खनिज को कोक अथवा अन्थ्रेसाइट और एक ऐसे पदार्थ के साथ, जिसमें सिलिका विद्यमान हो, मिश्रित कर ऊपर से भट्ठी में डालते हैं। भट्ठी दीर्घवृत्त के आकार की होती है। और इसमें 'अ', 'ब' और 'स' तीन स्तर होते हैं। इन स्तरों के बीच से जल

बहता रहता है। भट्ठी का निचला मार्ग 'ई' अग्निजित ईंट का बना होता है। 'अ ई' मार्ग से वायु दबाव में प्रवेश करती है। इससे भट्ठी में जो

चित्र २६

क्रियाफल प्राप्त होते हैं वे 'ड' में बहा लिये जाते हैं। यह 'ड' चक्र 'न' 'न' पर स्थित होता है ताकि यहाँ से आवश्यकतानुसार शीघ्रता से हटाया जा सके। 'भ' मार्ग से धातु-मैल बहकर बाहर निकलती रहती है।

आर्द्र विधि। गन्धकाम्ल के निर्माण में जला हुआ पिराइटीज़ प्राप्त होता है। इस जले हुए पिराइटीज़ में ३ से ४ प्रतिशत ताम्र रहता है। इस जले हुए पिराइटीज़ को पीसकर उसमें नमक मिलाकर (नमक की मात्रा पिराइटीज़ की मात्रा का $\frac{१}{१०}$ से $\frac{१}{५}$ भाग रहनी चाहिए) परावर्त्तन भट्ठी में जलाने से लोहा आयर्न आक्साइड के रूप में और सारा ताम्र प्रधानतः क्यूप्रिक क्लोराइड के रूप में परिणत हो जाता है। क्रियाफल को जल में घुलाने से ताम्र का सारा लवण विलयन में आ जाता है और अन्यान्य

पदार्थ तथा लोहे के आक्साइड अविलेय रह जाते हैं। ताम्र-लवण के विलयन में लोहे का बुरादा डालने से ताम्र का निःक्षेप प्राप्त होता है।

गुण । ताम्र धातु चमकीली और एक विशेष प्रकार के अरुण वर्ण की होती है। इसका विशिष्ट घनत्व ८·६ होता है। यह १०८०° श पर पिघलता और २३००° श पर उबलता है। यह बहुत घन-वर्धनीय और तन्य होता है। यह बहुत पतले तारों में खींचा और बहुत पतली पत्तियों में पीटा जा सकता है, किन्तु अपद्रव्यों के लेशमात्र से इसकी घन-वर्धनीयता और तन्यता बहुत अधिक घट जाती है। द्रवणाङ्क तक गरम करने से यह पर्याप्त भङ्गुर हो जाता है और तब चूर्ण किया जा सकता है। ताप और विद्युत्-चालकता में चाँदी के बाद ताम्र का ही स्थान है। बिजली के कामों के लिए ताम्र बहुत शुद्ध होना चाहिए। अपद्रव्यों के लेशमात्र से प्रधानतः बिस्मथ और अंटीमनी से इसकी चालकता बहुत अधिक घट जाती है।

ताम्र और ताम्र की मिश्रधातुएँ घरेलू पात्रों और मुद्राओं के बनाने में बहुत अधिकता से प्रयुक्त होती हैं। ताम्र की अनेक मिश्रधातुएँ बनती हैं जिनमें निम्नलिखित मुख्य हैं—

	ताम्र	यशद	वङ्ग	निकेल
पीतल	२	१	—	—
गनमेटल	६	—	१	—
बेलमेटल (भारथी)	५	—	१	—
डच मेटल	८	१	—	—
काँसा (मुद्रा)	६५	१	४	—
निकेल मुद्रा	७५	—	—	२५
जर्मन सिल्वर	६०	२०	—	२०

फ़ास्फ़रस-काँसे में ताम्र, वङ्ग और सीस के अतिरिक्त फ़ास्फ़रस भी रहता है।

वायु-मण्डल की वायु की, जिसमें कार्बन डायक्साइड और जल-वाष्प रहते हैं, ताम्र पर बहुत मन्द क्रिया होती है। इससे ताम्र के तल पर ताम्र के भास्मिक कार्बनेट का हरा दाग़ पड़ जाता है। ताम्र पर जल या

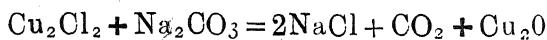
जल-वाष्प की कोई क्रिया नहीं होती। ताम्र को वायु में गरम करने से इसके ऊपर कपिल वर्ण का आवरण चढ़ जाता है। यह आवरण क्यूप्रिक और क्यूप्रस आक्साइड का होता है। तनु गन्धकाम्ल की ताम्र पर कोई क्रिया नहीं होती। वायु के अभाव में समाहृत हाइड्रोक्लोरिक अम्ल की इस पर कोई क्रिया नहीं होती। तप्त समाहृत गन्धकाम्ल से कापर सल्फेट बनता और सल्फर डायक्साइड निकलता है। समाहृत नाइट्रिक अम्ल की इस पर शीघ्रता से क्रिया होती है और क्यूप्रिक नाइट्रेट बनता तथा नाइट्रिक आक्साइड अथवा नाइट्रोजन पेराक्साइड निकलता है।

ताम्र के गुण अलकली धातुओं या ताम्र वर्ग की अन्य धातुओं के गुणों से बहुत मिलते-जुलते नहीं हैं। ताम्र निकेल का समरूपी होता है। यह यशद के साथ घन विलयन बनता है। इसकी बन्धकता निकेल और यशद की बन्धकता के बराबर है। इसके अनेक लवण निकेल और यशद के लवणों के समरूपी होते हैं। इसके एक-बन्धक लवण स्वर्ण और चांदी के लवणों के सदृश नहीं बल्कि पारद के लवणों के सदृश होते हैं।

ताम्र दो श्रेणियों का लवण बनता है। क्यूप्रिक लवणों में ताम्र द्विबन्धक होता और क्यूप्रस लवणों में यह एक-बन्धक होता है।

क्यूप्रस लवण

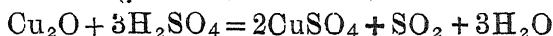
क्यूप्रस आक्साइड, Cu_2O। यह आक्साइड प्रकृति में भी रक्त ताम्र खनिज के रूप में पाया जाता है। बहुत बारीक ताम्र को वायु के प्रवाह में बहुत धीरे-धीरे गरम करने से यह प्राप्त होता है अथवा क्यूप्रस क्लोराइड और सोडियम कार्बनेट को बन्द मूषा में धीरे-धीरे गरम करने से प्राप्त होता है।

$$Cu_2Cl_2 + Na_2CO_3 = 2NaCl + CO_2 + Cu_2O$$

ताम्र लवणों के क्षारीय विलयन के शर्करा से लघ्वीकृत करने से भी यह आक्साइड प्राप्त होता है।

क्यूप्रस आक्साइड जल में अविलेय होता है। समाहृत हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के द्वारा यह क्यूप्रस क्लोराइड में परिणत हो जाता है। नाइट्रिक अम्ल के द्वारा क्यूप्रिक नाइट्रेट और नाइट्रोजन के आक्साइड प्राप्त होते हैं। तनु गन्धकाम्ल के द्वारा यह कुछ-कुछ अक्सीकृत हो कापर सल्फेट बनता और कुछ लघ्वीकृत हो ताम्र बनता है।

$$Cu_2O + H_2SO_4 = CuSO_4 + Cu + H_2O$$

समाहृत गन्धकाम्ल से यह पूर्णतया आक्सीकृत हो जाता है।

$$Cu_2O + 3H_2SO_4 = 2CuSO_4 + SO_2 + 3H_2O$$

गरम करने से रक्त ताप पर यह पिघलता है। काँच के साथ पिघलाने से उसे यह सुन्दर पन्ने का रङ्ग प्रदान करता है।

क्यूप्रस सल्फ़ाइड, Cu_2S। यह सल्फ़ाइड प्रकृति में कापर ग्लाँस के नाम से पाया जाता है। इसके मणिभ भूरे रङ्ग के, धातु के ऐसे, होते हैं। ताम्र के बारीक चूर्ण या ताम्र की पत्तियों को गन्धक के वाष्प में जलाने से क्यूप्रस सल्फ़ाइड बनता है। क्यूप्रिक सल्फ़ाइड को गन्धक के साथ हाइड्रोजन के प्रवाह में तप्त करने से भी यह सल्फ़ाइड प्राप्त होता है। ताम्र को पहले क्यूप्रिक सल्फ़ाइड में और पीछे क्यूप्रस सल्फ़ाइड में परिणत कर ताम्र की मात्रा को निर्धारित करते हैं। इसके मणिभ द्विरूपी होते हैं।

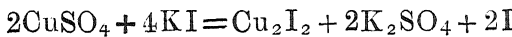
क्यूप्रस क्लोराइड, Cu_2Cl_2। क्यूप्रस आक्साइड को हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में घुलाने से यह प्राप्त होता है। अधिक शीघ्रता से हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में क्यूप्रिक क्लोराइड के विलयन को ताम्र के रेतन के साथ उबालने से प्राप्त होता है। ताम्र पर हाइड्रोक्लोरिक अम्ल की क्रिया से नवजात हाइड्रोजन मुक्त होकर क्यूप्रिक क्लोराइड को क्यूप्रस क्लोराइड में लघ्वीकृत करता है। तब द्रव को जल में डालने से क्यूप्रस क्लोराइड का श्वेत मणिभीय अवक्षेप प्राप्त होता है।

कापर सल्फेट के समाहृत विलयन में नमक और समाहृत हाइड्रोक्लोरिक अम्ल डालकर उसमें ताम्र का खरादन डालकर कुछ समय तक उबालते हैं।

अविकृत ताम्र से द्रव को बहा लेते हैं। द्रव में फिर तब तक पानी डालते हैं जब तक श्वेत अवक्षेप निकल न आवे। यह अवक्षेप क्यूप्रस क्लोराइड का है जो जल में अविलेय पर समाहृत हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में विलेय होता है। अवक्षेप को इकट्ठा कर और धोकर सुखाने से क्यूप्रस क्लोराइड प्राप्त होता है।

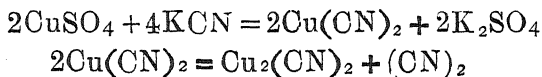
गरम करने से क्यूप्रस क्लोराइड पिघलता है और फिर अविकृत उड़ जाता है। इसके वाष्प के घनत्व से इसका सूत्र Cu_2Cl_2 ठीक मालूम होता है। यह जल में अविलेय होता है, पर हाइड्रोक्लोरिक अम्ल, अमोनिया और अलकली क्लोराइडों में विलेय होता है। अमोनिया में क्यूप्रस क्लोराइड का विलयन कार्बन मनाक्साइड का शोषण करता है। अतः गैसों के मिश्रण में कार्बन मनाक्साइड की मात्रा निर्धारित करने के लिए यह विधि प्रयुक्त होती है। ऐसिटिलीन के साथ यह क्यूप्रस ऐसिटिलाइड Cu_2C_2 बनता है। इस कापर ऐसिटिलाइड पर अम्ल की क्रिया से शुद्ध ऐसिटिलीन प्राप्त होता है।

क्यूप्रस आयोडाइड, Cu_2I_2। क्यूप्रिक लवणों के विलयन में पोटासियम आयोडाइड के विलयन डालने से क्यूप्रस आयोडाइड का अवक्षेप प्राप्त होता है। इसके साथ-साथ कुछ आयोडीन भी मुक्त होता है।

$$2CuSO_4 + 4KI = Cu_2I_2 + 2K_2SO_4 + 2I$$

जितना पोटासियम आयोडाइड प्रयुक्त होता है उसका आधा आयोडीन क्यूप्रस आयोडाइड बनता है और आधा आयोडीन मुक्त होता है। इस मुक्त आयोडीन की मात्रा के निर्धारण से परोक्ष रीति से ताम्र की मात्रा का ज्ञान होता है। अतः यह विधि परोक्ष रीति से ताम्र की मात्रा से निर्धारण में आयतनमित विश्लेषण में प्रयुक्त होती है। फेरस लवण या सल्फुरस अम्ल की उपस्थिति में आयोडीन मुक्त नहीं होता।

यह विधि क्लोराइड या ब्रोमाइड अथवा क्लोराइड ब्रोमाइड दोनों से आयोडीन को पृथक् करने में प्रयुक्त होती है।

क्यूप्रस सायनाइड, $Cu_2(CN)_2$ । क्यूप्रिक लवणों के विलयन में पोटासियम सायनाइड के विलयन के डालने से पहले क्यूप्रिक सायनाइड का अवक्षेप प्राप्त होता है, पर यह शीघ्र ही क्यूप्रस सायनाइड और सायनोजन में विच्छेदित हो जाता है।

$$2CuSO_4 + 4KCN = 2Cu(CN)_2 + 2K_2SO_4$$
$$2Cu(CN)_2 = Cu_2(CN)_2 + (CN)_2$$

पोटासियम सायनाइड की अधिक मात्रा में क्यूप्रस सायनाइड घुलकर एक मिश्रित सायनाइड बनता है।

$$Cu_2(CN)_2 + 2KCN = 2K_3Cu(CN)_4$$

इस मिश्रित सायनाइड में ताम्र आयन नहीं रहता। अतः इस विलयन से हाइड्रोजन सल्फ़ाइड द्वारा कापर सल्फ़ाइड अवक्षिप्त नहीं होता। इस विलयन में वस्तुतः रङ्गहीन मिश्रित आयन $Cu(CN)_4$ रहता है। काडमियम के साथ भी पोटासियम सायनाइड एक मिश्रित सायनाइड $K_2Cd(CN)_4$ बनता है पर यह मिश्रित सायनाइड विलयन में काडमियम आयन $Cd^{\cdot\cdot}$ में विच्छेदित हो जाता है। अतः इस विलयन से काडमियम अवक्षिप्त हो जाता है। इसी क्रिया पर ताम्र से काडमियम के पृथक् करने की विधि जाति-विश्लेषण पर निर्भर करती है।

क्यूप्रस थायो-सायनेट, $Cu_2(CNS)_2$ । सल्फ़र डायक्साइड लिये हुए कापर सल्फेट के विलयन में पोटासियम थायो-सल्फेट के डालने से क्यूप्रस थायो-सायनेट का श्वेत चूर्ण प्राप्त होता है। इस विधि के द्वारा परिमाणविश्लेषण में ताम्र अन्य धातुओं से पृथक् किया जाता है।

क्यूप्रिक लवण

क्यूप्रिक आक्साइड, CuO । ताम्र को वायु या आक्सिजन में गरम करने से अथवा ताम्र के नाइट्रेट या कार्बनेट या हाइड्राक्साइड के धीरे धीरे फूँकने से यह आक्साइड प्राप्त होता है।

बहुत तेज़ आँच में गरम करने से यह क्यूप्रस आक्साइड में परिणत हो जाता है। यह साधारणतः कृष्ण चूर्ण के रूप में प्राप्त होता है। यह चूर्ण शीघ्रता से वायु के जल-वाष्प को खींच लेता है। अम्लों के साथ यह क्यूप्रिक लवण बनता है।

कार्बनिक यौगिकों के साथ गरम करने से यह ताम्र में लघ्वीकृत हो जाता है और कार्बनिक यौगिकों का कार्बन, कार्बन डायक्साइड में और हाइड्रोजन जल में परिणत हो जाता है। इस क्रिया के कारण कार्बनिक यौगिकों के अन्तिम विश्लेषण में यह प्रयुक्त होता है।

क्यूप्रिक हाइड्राक्साइड, $Cu(OH)_2$। ताम्र के लवणों के विलयन में सोडियम या पोटासियम हाइड्राक्साइड के डालने से क्यूप्रिक हाइड्राक्साइड का हरा अवक्षेप प्राप्त होता है। विलयन के उबालने से यह अवक्षेप शीघ्र ही काले आक्साइड में परिणत हो जाता है। क्यूप्रिक हाइड्रेट अमोनिया में विलीन होकर गाढ़े नीले रङ्ग का विलयन बनता है। इस विलयन में सेलुलोस के घुलाने की क्षमता होती है।

क्यूप्रिक सल्फ़ाइड, CuS। इंडिगो-कापर नाम के खनिज के रूप में यह प्रकृति में पाया जाता है। क्यूप्रिक लवणों के विलयन में हाइड्रोजन सल्फ़ाइड के द्वारा क्यूप्रिक सल्फ़ाइड का काला अवक्षेप प्राप्त होता है।

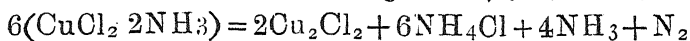
हाइड्रोजन के प्रवाह में गरम करने से यह गन्धक और क्यूप्रस सल्फ़ाइड में परिणत हो जाता है।

क्यूप्रिक क्लोराइड, $CuCl_2$। ताम्र को अथवा क्यूप्रस क्लोराइड को क्लोरीन के आधिक्य में गरम करने से यह प्राप्त होता है। क्यूप्रिक आक्साइड, कार्बनेट या हाइड्राक्साइड को हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में घुलाने से भी यह क्लोराइड प्राप्त होता है।

क्यूप्रिक क्लोराइड जल में शीघ्रता से घुल जाता है और इस प्रकार घुलकर गहरे हरे रङ्ग का विलयन बनता है। बहुत अधिक तनु करने पर यह नीले रङ्ग का हो जाता है। यह हरे समचतुर्भुजीय समपार्श्व में मणिभीकृत

होता है। इसके मणिभों में जल के २ अणु होते हैं। गरम करने से जल पहले निकल जाता है और फिर धुँधले रक्त ताप पर यह क्यूप्रस क्लोराइड में परिणत हो जाता है।

क्यूप्रिक क्लोराइड अमोनिया के साथ तीन प्रमुख यौगिक बनता है। अनार्द्र लवण अमोनिया का शोषण कर एक नीले रङ्ग का यौगिक $CuCl_2 6NH_3$ बनता है। क्यूप्रिक क्लोराइड के जलीय विलयन में अमोनिया ले जाने से विलयन से गहरे नीले रङ्ग के मणिभ $CuCl_2\ 4NH_3H_2O$ प्राप्त होते हैं। उपर्युक्त दोनों यौगिकों को कुछ-कुछ गरम करने से $CuCl_2\ 2NH_3$ सङ्गठन का एक हरा यौगिक प्राप्त होता है। उच्च तापक्रम पर यह भी निम्न-लिखित समीकरण के अनुसार विच्छेदित हो जाता है—

$$6(CuCl_2\ 2NH_3) = 2Cu_2Cl_2 + 6NH_4Cl + 4NH_3 + N_2$$

क्यूप्रिक नाइट्रेट, $Cu(NO_3)_2,\ 3H_2O$। ताम्र या क्यूप्रिक आक्साइड या हाइड्राक्साइड या कार्बनेट पर नाइट्रिक अम्ल की क्रिया से यह लवण प्राप्त होता है। विलयन से गहरे नीले रङ्ग के प्रस्वेद्य मणिभ प्राप्त होते हैं। ६०° श के लगभग गरम करने से जल और नाइट्रिक अम्ल में विच्छेदित हो भास्मिक नाइट्रेट $Cu(NO_3)_2\ 3Cu(OH)_2$ बनता है। सामान्य लवण अनार्द्र प्राप्त नहीं हो सकता है।

यह प्रबल दाहक होता है। इसमें आक्सीकरण का गुण होता है। वङ्ग की पत्तियों के साथ खरल में रगड़ने से वङ्ग शीघ्र ही आक्साइड में परिणत हो जाता है।

क्यूप्रिक सल्फ़ेट, तूतिया, $CuSO_4,\ 5H_2O$। ताम्र के लवणों में यह सबसे अधिक महत्त्व का है। ताम्र को या इसके आक्साइड को गन्धकाम्ल में विलीन करने से यह प्राप्त होता है। बड़ी मात्रा में या तो ताम्र के उच्छिष्ट को पहले गन्धक के साथ भट्ठियों में गरम करके सल्फ़ाइड में परिणत कर तब वायु के द्वारा सल्फ़ाइड को सल्फ़ेट में आक्सीकृत कर फिर जल में विलीन कर सल्फ़ेट को मणिभ के रूप में प्राप्त करते हैं अथवा कापर

पीराइटीज़ ($CuFeS_2$) को सावधानी से भूनकर ताम्र को कापर सल्फ़ेट में और लोहे को आक्साइड में परिणत करते हैं। भुने हुए ढेर को जल के साथ उबालकर कापर सल्फ़ेट को निकालकर उसे मणिभीकृत करते हैं। इस प्रकार से तैयार कापर सल्फ़ेट में फ़ेरस सल्फ़ेट मिला रहता है। लोहे को पृथक् करने के लिए खनिज को वायु में तप्त करते हैं। इससे धातुएँ आक्साइड में परिणत हो जाती हैं। इस जले हुए ढेर को फिर ऐसे और इतने गन्धकाम्ल के साथ मिलाते हैं कि लोहे का आक्साइड अविकृत रह जाता है और केवल ताम्र का आक्साइड विलीन हो जाता है।

कापर सल्फ़ेट बड़े-बड़े नीले असममित मणिभ के रूप में प्राप्त होता है। इन मणिभों में जल के ५ अणु होते हैं। १००° श पर कुछ-कुछ नीले श्वेत लवण $CuSO_4,H_2O$ में परिणत हो जाता है और २२०° श से २४०° श पर अनार्द्र हो जाता है। अनार्द्र लवण श्वेत होता है। यह बहुत आर्द्रताग्राही होता है। कार्बनिक यौगिकों में जल की उपस्थिति जानने और उनमें जल के लेश को दूर करने में अनार्द्र कापर सल्फ़ेट व्यवहृत होता है।

१०० भाग जल में मणिभीय लवण का १०° श पर ३६·६ भाग, ४०° श पर ५६·६ भाग और १००° श पर २०३·३ भाग घुलता है। इन तापक्रमों पर अनार्द्र लवण का अपेक्षाकृत कम भाग घुलता है।

कापर सल्फ़ेट के अनेक भास्मिक सल्फ़ेट $CuSO_4, CuO$; $CuSO_4$ $3Cu(OH)_2$; $CuSO_4$ $2Cu(OH)_2$ ज्ञात हैं। कापर सल्फ़ेट अमोनिया के साथ अनेक यौगिक बनता है। अनार्द्र सल्फ़ेट अमोनिया का शोषण कर $CuSO_4, NH_3$ बनता है। अमोनिया के आधिक्य में कापर सल्फ़ेट का विलयन बहुत गहरा नीले रङ्ग का हो जाता है और इससे $CuSO_4,H_2O, NH_3$ के नीले मणिभ प्राप्त होते हैं। १५०° श पर यह यौगिक $Cu SO_4, 2NH_3$ में परिणत हो जाता है और २००° श पर इसके अमोनिया का एक अणु निकल जाता है और $CuSO_4NH_3$ रह जाता है।

ताम्र की पहचान और निर्धारण। ताम्र के यौगिकों से बुंसेन ज्वालक की ज्वाला कुछ नीलेपन के साथ हरे रङ्ग की होती है। ताम्र के यौगिकों को सोहागे के साथ पिघलाने से पिघले हुए ढेर का रङ्ग तप्तावस्था में हरा और ठण्डा होने पर नीला होता है। कार्बन से ताम्र के यौगिकों को लघ्वीकृत करने से ताम्र धातु प्राप्त होती है। हाइड्रोजन सल्फ़ाइड के द्वारा तनु अम्लों के विलयन से अविलेय क्यूप्रिक सल्फ़ाइड का कृष्ण अवक्षेप प्राप्त होता है।

ताम्र की मात्रा का निर्धारण अनेक रीतियों से होता है। क्यूप्रिक आक्साइड, क्यूप्रिक सल्फ़ाइड या क्यूप्रस थायो-सायनेट के रूप में तौलकर ताम्र की मात्रा निर्धारित होती है। विद्युत्-विच्छेदन विधि से ताम्र धातु का निःक्षेप प्राप्त कर उससे ताम्र की मात्रा निर्धारित होती है।

प्रमाण पोटासियम सायनाइड के विलयन द्वारा अथवा पोटासियम आयोडाइड के विलयन द्वारा आयतनमित विधि से भी ताम्र की मात्रा निर्धारित होती है।

चाँदी (रजत, सिल्वर)

सङ्केत, Ag; परमाणुभार, १०७·९

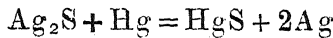
उपस्थिति। चाँदी बहुत प्राचीन काल से ज्ञात है। इसका कारण यह है कि यह मुक्तावस्था में पाई जाती है। ऐसी धातु में बहुधा अत्यल्प मात्रा में स्वर्ण, ताम्र और अन्य धातुएँ मिली रहती हैं। यह यौगिकों के रूप में भी पाई जाती है। सिल्वर ग्लांस, AgS और हौर्न सिल्वर, AgCl मात्र केवल चाँदी के प्राकृतिक खनिज हैं। स्टेफनाइट, $5Ag_2S$ Sb_2S_3 में चाँदी अंटीमनी के साथ मिली हुई पाई जाती है। सीस खनिजों में बहुधा थोड़ी चाँदी मिली रहती है।

बर्मा में जो सीस पाया जाता है उसमें प्रति टन सीस में प्रायः २४ औंस चाँदी रहती है। इस उद्गम से सन् १९२१ ई० में ८८ लाख रुपये की चाँदी निकली थी। मद्रास और मैसूर में कोलार की स्वर्ण-खानों के स्वर्ण में भी अल्प मात्रा में चाँदी मिली रहती है।

चाँदी का निष्कर्षण । साधारणतः खनिजों में चाँदी की मात्रा अल्प रहती है। इससे ऐसी विधियों का प्रयोग करना पड़ता है जिनसे चाँदी तो निकल आवे पर अन्य निरर्थक धातुएँ खनिजों में ही रह जायँ। जो विधियाँ इसके लिए प्रयुक्त होती हैं उनमें निम्न-लिखित मुख्य हैं—

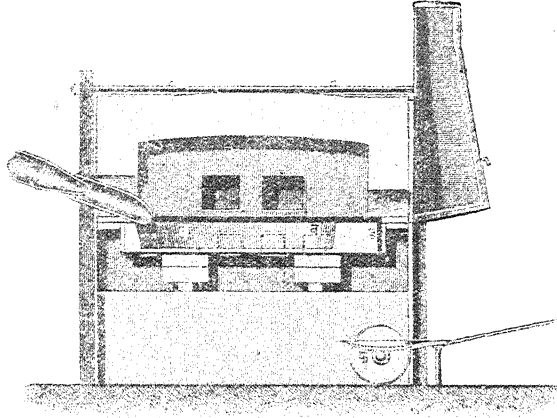
पारद-मिश्रण विधियाँ । इस विधि का सिद्धान्त यह है कि चाँदी के कुछ यौगिक पारद से लघ्वीकृत हो जाते हैं। लघ्वीकृत चाँदी फिर पारद में विलीन होकर पारद-मिश्रण बनता है। इस पारद-मिश्रण के लवण से पारद वाष्पीभूत होकर निकल जाता है और चाँदी रह जाती है। यद्यपि इन विधियों का सिद्धान्त एक ही है, पर व्यवहार में भिन्न-भिन्न कारखानों में बहुत पार्थक्य पाया जाता है। इनमें केवल एक विधि का यहाँ वर्णन किया जा रहा है। यह पारद-मिश्रण विधि धीरे-धीरे लुप्त हो रही है और इसके स्थान में अन्य विधियों का उपयोग हो रहा है।

इस विधि में खनिज को बहुत महीन पीसकर जल के साथ मिलाकर लोहे के कड़ाहों में रखते हैं। इन कड़ाहों में इस मिश्रण को यन्त्रों से मथने का प्रबन्ध करते हैं। इससे कड़ाहों के मिश्रण केवल मिश्रित ही नहीं होते वरन् पीसकर और भी अधिक महीन हो जाते हैं। खनिज जब पीसकर बहुत महीन हो जाता है तब उसमें पारद डालकर कुछ घण्टों तक यन्त्रों से मथते हैं। चाँदी का पारद-मिश्रण इस रीति से बन जाता है। कभी-कभी उसमें नमक या कापर सल्फेट या नमक और कापर सल्फेट दोनों मिलाते हैं। इन पदार्थों के डालने का उद्देश्य केवल पारद की तह को स्वच्छ रखने का मालूम होता है ताकि पारद-मिश्रण शीघ्रता से बन सके, क्योंकि यहाँ जो क्रिया होती है वह पारद और सिल्वर सल्फाइड के बीच ही निम्न-लिखित समीकरण के अनुसार होती है—

$$Ag_2S + Hg = HgS + 2Ag$$

इस प्रकार मुक्त चाँदी पारद के साथ पारद-मिश्रण बनती है। इस पारद-मिश्रण को पहले धोकर सटे हुए टुकड़ों से उसे मुक्त कर टाट के थैलों में

छानते हैं। इससे अविकृत पारद पृथक् हो जाता है। चाँदी के घन पारद-मिश्रण को फिर स्रवित कर पारद को वाष्पीभूत कर चाँदी प्राप्त करते हैं।

मूषोत्तापन विधि। इस विधि में चाँदी के खनिज को सीस के खनिज के साथ क्यूपेल (चित्र २७) में रखकर भट्ठी (चित्र २८)के गर्भ में रखते हैं।

चित्र २७

चित्र २८

भट्ठी का गर्भ पिटवाँ लोहे का प्रायः ५ .फुट लम्बा और २½ .फुट चौड़ा बना होता है। क्यूपेल को ड नली से जोड़ देते हैं ताकि सीस का पिघला हुआ आक्साइड बहकर नीचे के फ ठेले में चला जाय। भट्ठी में जो टोंटी है उसके द्वारा वायु का प्रवाह भट्ठी में प्रविष्ट होकर क्यूपेल पर पड़ता है। प्रायः २०० घन .फुट प्रति मिनट की दर से वायु प्रविष्ट होती है। भट्ठी के गर्भ के ऊपरी भाग में एक आच्छादन होता है जिसमें होकर गैसें चिमनी में जाती हैं और वहाँ से बाहर निकलती है।

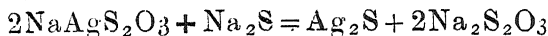
सीस से चाँदी प्राप्त करने की विधियाँ। इन विधियों का वर्णन सीस धातु के प्रकरण में आगे होगा।

आर्द्र विधियाँ। आर्द्र विधियाँ अनेक प्रकार की हैं। उनमें **ज़ीर-वोगेल विधि** सबसे महत्त्व की है। यह विधि रौप्यदार पीराइटीज़ के लिए प्रयुक्त होती है। खनिज के भूनने से सल्फ़ाइड पहले सल्फ़ेट में परिणत हो जाता है और फिर सल्फ़ेट आक्साइड में परिणत हो जाता है। इसमें सबसे पहले लोहे, फिर ताम्र और फिर चाँदी के सल्फ़ेट आक्साइड में परिणत होते हैं। यहाँ क्रिया इस सावधानी से सम्पादित होती है कि सारा लोहा और ताम्र का कुछ अंश सल्फ़ेट से आक्साइड में विच्छेदित हो जाता है। भूने हुए ढेर को जल में फिर पकाते हैं जिससे चाँदी का सल्फ़ेट प्रायः सारा और ताम्र का सल्फ़ेट कुछ विलीन हो ढेर से पृथक् हो जाता है। इस विलयन में ताम्र के खरादन डालने से चाँदी अवक्षिप्त हो जाती है। विलयन में लोहा डालकर फिर ताम्र को भी अवक्षिप्त कर लेते हैं।

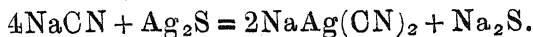
एक दूसरी विधि **परसी-पटरा विधि** है। इस विधि में खनिज नमक के साथ भूना जाता है। इससे चाँदी सिल्वर क्लोराइड में परिणत हो जाती है। इस सिल्वर क्लोराइड को सोडियम थायो-सल्फ़ेट में घुलाकर पृथक् कर लेते हैं।

$$Na_2S_2O_3 + AgCl = NaCl + NaAgS_2O_3$$

इस थायो-सल्फ़ट के विलयन में सोडियम सल्फ़ाइड के डालने से सिल्वर सल्फ़ाइड का अवक्षेप प्राप्त होता है।

$$2NaAgS_2O_3 + Na_2S = Ag_2S + 2Na_2S_2O_3$$

सिल्वर सल्फ़ाइड को फिर परावर्त्तन भट्ठी में भूनने से चाँदी प्राप्त होती है।

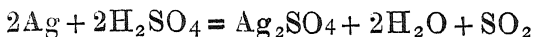
एक तीसरी विधि **सायनाइड विधि** है। इस विधि में वायु की उपस्थिति में खनिज को सोडियम सायनाइड के संसर्ग में रखते हैं। इससे सोडियम सल्फ़ाइड बनता है। यह सोडियम सल्फ़ाइड वायु के द्वारा धीरे-धीरे आक्सीकृत हो थायो-सल्फ़ेट और गन्धक में परिणत हो जाता है। इस थायो सल्फ़ेट के बनने से उत्क्रमणीय क्रिया रुक जाती है।

$$4NaCN + Ag_2S = 2NaAg(CN)_2 + Na_2S.$$

इस विलयन में यशद के योग से चाँदी अवक्षिप्त होती है।

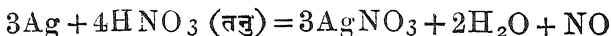
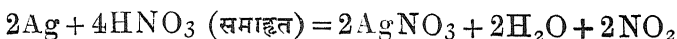
उपर्युक्त विधियों से जो चाँदी प्राप्त होती है वह पूर्णतया शुद्ध नहीं होती। इस अशुद्ध चाँदी को नाइट्रिक अम्ल में घुलाते हैं। इस विलयन को फिर सुखा डालते हैं। घनावशेष को फिर पिघलाते हैं जिससे चाँदी का नाइट्रेट तो ज्यों का त्यों रहता है पर अन्य धातुओं के नाइट्रेट विच्छेदित हो जाते हैं। अवशिष्ट घन को फिर अमोनिया में घुलाते हैं। अमोनिया के इस विलयन से अमोनियम सल्फ़ाइड द्वारा चाँदी को लघ्वीकृत कर अवक्षिप्त कर लेते हैं। इस अवक्षिप्त चाँदी को फिर समाहृत अमोनिया के संसर्ग में कुछ दिन रखते हैं। इससे ताम्र का लेश पृथक् हो जाता है। चाँदी को फिर धो और सुखाकर सोहागे और सोडियम नाइट्रेट के साथ पिघलाते हैं। इस प्रकार चाँदी चमकीले ढेर में प्राप्त होती है। इसे पहले दाहक सोडा के साथ गरम करके फिर जल से धो डालते हैं। इस प्रकार पूर्णतया शुद्ध चाँदी प्राप्त होती है।

गुण। शुद्ध चाँदी श्वेत और चमकीली धातु होती है। इस पर बहुत ऊँचे दर्जे की पालिश चढ़ सकती है और यह बहुत पतले तारों में पीटी भी जा सकती है। तन्यता और घनवर्धनीयता में इसका स्थान प्रायः स्वर्ण के बराबर ही है। इसके पत्तर $\frac{१}{१००००}$ इंच मोटे और इसके तार $\frac{१}{३०००}$ इंच मोटे प्राप्त हो सकते हैं। इसका विशिष्ट घनत्व साधारणतया १०.५ है पर बाह्य उपचारों से कुछ घटता-बढ़ता भी है। यह ७६०° श. पर पिघलता है। आक्सी-हाइड्रोजन ज्वाला में चूने की मूषा में चाँदी उबलती और स्रवित भी हो सकती है। द्रव अवस्था में यह वायु से आक्सिजन का शोषण करती है। द्रव चाँदी जब शीघ्रता से ठण्डी होती है तब उसके ऊपर घन स्तर बन जाता है। इस स्तर से फूटकर अन्दर से गैसें निकलती हैं जिससे पिघली हुई चाँदी का कुछ अंश इधर-उधर अस्त-व्यस्त हो जाता है। इस दृश्य को चाँदी का उद्वमन कहते हैं। चाँदी का यह उद्वमन उस पर कोयले के स्तर देने से रोका जा सकता है।

साधारण तापक्रम पर चाँदी पर आक्सिजन की कोई क्रिया नहीं होती। जलवाष्प और कार्बन डायक्साइड की भी इस पर कोई क्रिया नहीं होती। हाइड्रोक्लोरिक अम्ल और तनु गन्धकाम्ल की चाँदी पर कोई क्रिया नहीं होती। तप्त समाहृत गन्धकाम्ल से सिल्वर सल्फ़ेट बनता है और सल्फ़र डायक्साइड निकलता है।

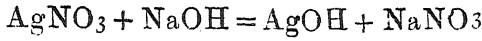
$$2Ag + 2H_2SO_4 = Ag_2SO_4 + 2H_2O + SO_2$$

नाइट्रिक अम्ल की इस पर शीघ्रता से क्रिया होती है और सिल्वर नाइट्रेट और नाइट्रोजन के आक्साइड बनते हैं।

$$2Ag + 4HNO_3 \text{ (समाहृत)} = 2AgNO_3 + 2H_2O + 2NO_2$$

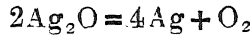
$$3Ag + 4HNO_3 \text{ (तनु)} = 3AgNO_3 + 2H_2O + NO$$

हाइड्रोजन सल्फ़ाइड से काला सिल्वर सल्फ़ाइड Ag_2S के बनने से चाँदी धुँधली हो जाती है।

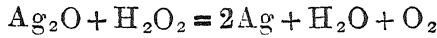
चाँदी के उपयेाग। चाँदी के प्याले प्रयेागशाला में दाहक क्षारों के पिघलाने के लिए प्रयुक्त होते हैं। चाँदी आभूषण और मुद्राओं के बनाने में काम आती है। चाँदी की अँगरेज़ी मुद्राओं में चाँदी ९२·५ प्रतिशत और ताम्र ७·५ प्रतिशत रहता है। अब कुछ निकेल भी उसमें मिला दिया जाता है। शुद्ध चाँदी कोमल होती है। उसमें थोड़ा ताम्र मिला देने से उसमें पर्याप्त कठोरता आ जाती है। अतः चाँदी के आभूषणों और पात्रों इत्यादि में ताम्र अवश्य मिला रहता है। आजकल चाँदी मुलम्मा करने में भी प्रयुक्त होती है।

चाँदी के आक्साइड, सिल्वर आक्साइड, Ag_2O**।** चाँदी को वायु में गरम करने से यह आक्साइड प्राप्त नहीं होता। सिल्वर नाइट्रेट के विलयन में दाहक सोडा के विलयन डालने से इस आक्साइड का कपिल अवक्षेप प्राप्त होता है। सम्भवतः यहाँ पहले सिल्वर हाइड्राक्साइड बनता जो शीघ्र ही सिल्वर आक्साइड में परिणत हो जाता है।

$$AgNO_3 + NaOH = AgOH + NaNO_3$$
$$2AgOH = Ag_2O + H_2O$$

यह जल में बहुत अल्प मात्रा में घुलता है। इसका विलयन क्रिया में क्षारीय होता है। ऐसा प्रतीत होता है कि इस विलयन में सिल्वर हाइड्राक्साइड, $AgOH$, रहता है, क्योंकि कुछ यौगिकों के साथ यह $AgOH$ के सदृश कार्य्य करता है पर इस सङ्गठन के किसी यौगिक का अब तक पृथक्करण नहीं हो सका है।

गरम करने से यह आक्साइड शीघ्रता से चाँदी और आक्सिजन में विच्छेदित हो जाता है।

$$2Ag_2O = 4Ag + O_2$$

हाइड्रोजन-पेराक्साइड को यह लघ्वीकृत कर देता है और स्वयं चाँदी में परिणत हो जाता है।

$$Ag_2O + H_2O_2 = 2Ag + H_2O + O_2$$

सिल्वर नाइट्रेट के विलयन में अमोनिया का विलयन डालने से पहले सिल्वर आक्साइड का अवक्षेप प्राप्त होता है और बाद में वह अमोनिया की अधिक मात्रा में घुल जाता है। इस विलयन में द्राक्षशर्करा के सदृश लघ्वीकारक पदार्थों के डालने से चाँदी अवक्षिप्त हो जाती है। इस विलयन को वायु में खुला रखने से विस्फोटक चाँदी प्राप्त होती है। यह चाँदी बहुत विस्फोटक होती है और सुखाने पर थोड़े संघर्षण से ही और कभी-कभी आर्द्र अवस्था में ही विस्फुटित हो जाती है। ऐसा समझा जाता है कि इस विस्फोटक चाँदी में Ag_3N सङ्गठन का कोई पदार्थ विद्यमान है।

सिल्वर नाइट्रेट के विलयन पर पोटासियम पर-सल्फेट की क्रिया से सिल्वर पेराक्साइड Ag_2O_2 का कृष्ण अवक्षेप प्राप्त होता है। १००° श से ऊपर गरम करने से यह भी चाँदी और आक्सिजन में विच्छेदित हो जाता है।

सिल्वर फ़्लोराइड, AgF। यह यौगिक सिल्वर आक्साइड या सिल्वर कार्बनेट को हाइड्रोफ़्लोरिक अम्ल में घुलाने से प्राप्त होता है। विलयन

से रङ्गहीन चतुर्फलकीय सूचिस्तम्भ, जिनका सङ्गठन AgF, H_2O या समपार्श्व जिनका सङ्गठन $AgF, 2H_2O$ है, प्राप्त होते हैं।

यह लवण बहुत ही प्रस्वेद्य और जल में विलेय होता है। इसका जलीय विलयन क्षारीय होता है। गरम करने से यह विच्छेदित हो जाता है। शुष्क लवण बहुत अधिक मात्रा में गैसीय अमोनिया का शोषण करता है। लवण का एक आयतन अमोनिया के प्रायः ८४० आयतन का शोषण कर लेता है।

सिल्वर क्लोराइड, $AgCl$। सिल्वर क्लोराइड हॉर्नसिल्वर के नाम से प्रकृति में पाया जाता है। सिल्वर नाइट्रेट के विलयन में किसी विलेय क्लोराइड का विलयन डालने से सिल्वर क्लोराइड का दूध सा श्वेत स्थूल अवक्षेप प्राप्त होता है।

अवक्षिप्त सिल्वर क्लोराइड समाहृत हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में कुछ-कुछ और अलकली क्लोराइड, अमोनिया और सोडियम थायो-सल्फेट में स्वच्छन्दता से विलीन हो जाता है। पोटासियम सायनाइड से सिल्वर क्लोराइड सिल्वर सायनाइड में परिणत हो जाता है। यह फिर पोटासियम सायनाइड के आधिक्य में घुलकर विलेय युग्म सायनाइड $KCN, AgCN$ बनता है।

प्रकाश में खुला रखने से सिल्वर क्लोराइड धुधँला हो जाता है। पहले इसमें बैंगनी रङ्ग की आभा आती है और फिर धुँधला कपिल या प्रायः कृष्ण वर्ण का हो जाता है। यह भी अमोनिया का शोषण करता है और इस प्रकार शोषण कर $2AgCl, 3NH_3$ सङ्गठन का यौगिक बनता है।

यह ४५१° श पर पिघलता और १७००° श पर वाष्पीभूत होता है। इसके वाष्प के घनत्व से इसका सूत्र $AgCl$ सिद्ध होता है।

सिल्वर ब्रोमाइड, $AgBr$। यह लवण उसी प्रकार तैयार होता है जैसे सिल्वर क्लोराइड। इसका अवक्षेप हलका पीत रङ्ग का होता है। सिल्वर क्लोराइड की अपेक्षा यह अमोनिया में कम विलेय होता है। तनु अमोनिया में तो प्रायः अविलेय ही होता है।

शुष्क सिल्वर ब्रोमाइड अमोनिया का शोषण नहीं करता। यह भी प्रकाश में बहुत सुग्राहक होता है और फ़ोटोग्राफ़ी में प्लेट के निर्माण में प्रयुक्त होता है।

सिल्वर आयोडाइड, AgI। यह भी उपर्युक्त विधि से ही प्राप्त होता है। यह पीत रङ्ग का होता है और अमोनिया में क्लोराइड और ब्रोमाइड दोनों से कम विलेय होता है। यह तप्त हाइड्रियोडिक अम्ल में विलीन हो जाता है। इस विलयन के ठण्डा करने से AgI,HI के मणिभ प्राप्त होते हैं।

सिल्वर आयोडाइड अमोनिया का शोषण कर श्वेत $2AgINH_3$ सङ्गठन का यौगिक बनता है। वायु में खुला रखने से इसकी अमोनिया निकल जाती और पीत आयोडाइड रह जाता है।

फ़ोटोग्राफ़ी। सिल्वर हैलाइड फ़ोटोग्राफ़ी में प्रयुक्त होते हैं। काँच का पट्ट जिलेटिन और सिल्वर हैलाइड से ढँक दिया जाता है। इस पट्ट को फ़ोटोग्राफ़ी प्लेट या केवल प्लेट कहते हैं। इस प्लेट को कैमेरा में रखते हैं। जिस पदार्थ का फ़ोटो खींचना होता है उसके सामने कुछ समय तक इस प्लेट को खुला रखते हैं। इस प्रकार थोड़ी देर खुला रखने से चाँदी के लवणों में प्रकाश के कारण परिवर्तन होता है। इस प्लेट को फिर अँधेरे में किसी लघ्वीकारक, जैसे फेरस सल्फेट, पाइरो-गालिक अम्ल इत्यादि, के संसर्ग में लाते हैं। यह लघ्वीकारक प्रकाश में खुले चाँदी के लवण को ही आक्रान्त करता है और इस प्रकार अवक्षिप्त चाँदी से चित्र बनता है। लघ्वीकारक की क्रिया से चित्र वृद्धि प्राप्त करता है। अतः लघ्वीकारक को 'वृद्धिकारक' या 'डेवेलैपर' कहते हैं। जहाँ प्रकाश तीव्र होता है वहाँ चाँदी का अवक्षेप मोटा होता है और जहाँ प्रकाश कम होता है वहाँ अवक्षेप पतला होता है। प्लेट पर पदार्थ का आलोकित भाग चाँदी के मोटे निःक्षेप के कारण धुँधला होता है। इस काँच के प्लेट को निगेटिभ कहते हैं। इस प्रकार वृद्धि-प्राप्त प्लेट को सोडियम थायो-सल्फेट (हाइपो लवण) के संसर्ग में लाते हैं। इससे

प्लेट पर का अविकृत चाँदी का लवण घुल जाता है। चित्र को फिर कागज़ पर निम्न रीति से हस्तान्तरित करते हैं। चाँदी के लवण से ढके हुए कागज़ को निगेटिभ से ढँककर प्रकाश में रखते हैं। कागज़ पर आने के पहले प्रकाश के किरणों को निगेटिभ होकर आना पड़ता है। निगेटिभ द्वारा प्रवेश करते हुए प्रकाश की मात्रा चाँदी के निःक्षेप की मोटाई पर निर्भर करती है। इस प्रकार निगेटिभ का चित्र कागज़ पर उतर आता है। कागज़ के अविकृत चाँदी के लवण को फिर सोडियम थायो-सल्फेट के द्वारा धोकर दूर कर देते हैं।

सिल्वर सल्फ़ाइड, Ag_2S। यह यौगिक प्रकृति में पाया जाता है। चाँदी को गन्धक के साथ गरम करने से अथवा चाँदी के लवणों पर हाइड्रोजन सल्फ़ाइड की क्रिया से यह प्राप्त होता है।

यह कृष्ण यौगिक जल और तनु अम्लों में अविलेय होता है पर तप्त नाइट्रिक अम्ल में शीघ्र ही घुल जाता है।

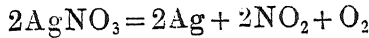
सिल्वर सायनाइड, $AgCN$। सिल्वर नाइट्रेट के विलयन में किसी विलेय सायनाइड के डालने से सिल्वर सायनाइड अवक्षिप्त हो जाता है। इसके गुण सिल्वर क्लोराइड के गुण के समान ही होते हैं। यह अमोनिया और क्षारीय सायनाइड में विलेय होता है। पोटासियम सायनाइड के द्वारा इसका विलेय युग्म सायनाइड $KCNAgCN$ बनता है। यह युग्म सायनाइड चाँदी से मुलम्मा करने में प्रयुक्त होता है।

देखने में चमकीली और सफ़ेद होने, जल-वाष्प और कार्बन-डायक्साइड के द्वारा आक्रान्त न होने, के कारण ताम्र, पीतल और जर्मन-सिल्वर के पात्रों पर मुलम्मा करने के लिए चाँदी प्रयुक्त होती है। पात्रों पर चाँदी का बहुत संलग्न निःक्षेप होना चाहिए। इस काम के लिए सिल्वर और पोटासियम सायनाइड का युग्म लवण प्रयुक्त होता है। इस लवण का बहुत तनु विलयन तैयार होता है। जिस पात्र पर मुलम्मा करना होता है उसे ऋण-विद्युतद्वार बनाते और चाँदी के पट्ट को धन-विद्युतद्वार बनाते हैं। मुलम्मा किये जानेवाले पात्र को बहुत स्वच्छ करते हैं। उसके ऊपर के

आक्साइड के आवरण को अम्ल में डुबाकर दूर करते हैं। विद्युत्-प्रवाह के सञ्चालन से चाँदी ऋण-विद्युत्द्वार पर बहुत संलग्न स्तर में निःक्षिप्त होती है। इस निःक्षेप की मोटाई $\frac{1}{50}$ इंच तक होनी चाहिए। मुलम्मा करने के पश्चात् पात्र को धोते, वार्निश करते और अन्त में रूज़ से पालिश करते हैं।

सिल्वर नाइट्रेट, $AgNO_3$। सिल्वर नाइट्रेट को लुनर कास्टिक भी कहते हैं। चाँदी को नाइट्रिक अम्ल में घुलाने से यह प्राप्त होता है। बाज़ारों में या तो मणिभ के रूप में या बत्ती के रूप में यह प्राप्त होता है।

यह जल में शीघ्रता से घुल जाता है। २०६° श पर यह पिघलता और रक्त ताप पर नाइट्रोजन पेराक्साइड, आक्सिजन और चाँदी में विच्छेदित हो जाता है।

$$2AgNO_3 = 2Ag + 2NO_2 + O_2$$

वायु में यह काला नहीं होता पर कार्बनिक पदार्थों के संसर्ग में आने से उन्हें यह काला कर देता है। शरीर की त्वचा पर इससे काला दाग़ पड़ जाता है। चाँदी के अनेक लवण जल में अविलेय होते हैं। विलेय लवणों में नाइट्रेट एक होने के कारण यह विश्लेषण में प्रचुरता से उपयुक्त होता है। कपड़ों पर लिखने की स्याही बनाने में भी यह उपयुक्त होता है। प्रबल दाहक होने के कारण बाह्य औषधों और बहुत अल्प मात्रा में आभ्यन्तर औषधों में भी यह काम आता है।

शुष्क सिल्वर नाइट्रेट अमोनिया शोषण कर $AgNO_3 2NH_3$ सङ्गठन का यौगिक बनता है। अलकली नाइट्रेटों के साथ सिल्वर नाइट्रेट युग्म लवण $AgNO_3\ KNO_3$; $AgNO_3\ MH_4NO_3$ बनता है।

सिल्वर सल्फ़ेट, Ag_2SO_4। चाँदी को तप्त समाहृत गन्धकाम्ल में घुलाने से सिल्वर सल्फ़ेट प्राप्त होता है।

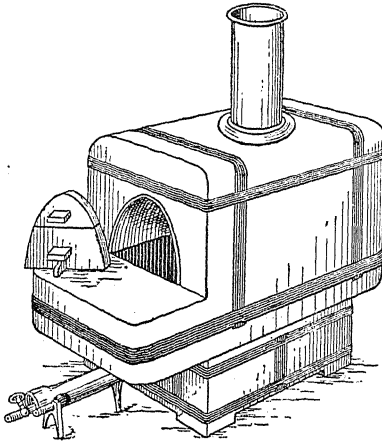
यह जल में कम विलेय होता है। १०० भाग जल में इसका १ भाग घुलता है। यह समचतुर्भुजीय समपार्श्व के रूप में मणिभीकृत होता है।

यह सोडियम सल्फ़ेट का समरूपी होता है। बहुत गरम करने से यह चाँदी, आक्सिजन और सल्फ़र डायक्साइड में विच्छेदित हो जाता है।

यह भी अमोनिया के साथ $Ag_2(NH_3)_2SO_4$ सङ्गठन का युग्म लवण बनता है।

चाँदी की पहचान और निर्धारण। चाँदी के यौगिकों को कोयले पर गरम करने से चाँदी धातु प्राप्त होती है। इसकी चमक से यह शीघ्र ही पहचानी जाती है।

सिल्वर क्लोराइड के रूप में चाँदी अन्य धातुओं से पृथक् की जाती है क्योंकि सिल्वर क्लोराइड जल और अम्लों में अविलेय होता है, पर अमोनिया में शीघ्र ही घुल जाता है। इस क्लोराइड के रूप में ही इसकी मात्रा निर्धारित होती है। विलयन में यदि क्षारीय क्लोराइड या हाइड्रोक्लोरिक अम्ल का आधिक्य न हो तो सिल्वर क्लोराइड पूर्णतया अवक्षिप्त हो जाता है। आयतनमित विधि से भी सोडियम क्लोराइड के प्रमाण विलयन द्वारा चाँदी की मात्रा निर्धारित होती है।

चित्र २९

में जब चाँदी की मात्रा निकाल होती है तब इसे क्यूपेल (घरिया) में रखते हैं। यह क्यूपेल अस्थिभस्म का बना होता है। मुद्रा को क्यूपेल में रखकर सीस डालकर इसे संवृत्त भट्टी (चित्र २९) में तप्त करते हैं। इस भट्टी में चूल्हा अग्निजित ईंट का बना होता है। इस चूल्हे के मुख को इस प्रकार बन्द करते हैं कि उसमें हवा कुछ-कुछ प्रविष्ट होती रहे। इस प्रकार

चूल्हे में गरम करने से ताम्र आक्सीकृत हो जाता है और यह ताम्र का आक्साइड सीस के आक्साइड में घुलकर सरलता से पिघलने वाला द्रव बन जाता है। यह द्रव क्यूपेल में शोषित हो जाता है। इस प्रकार केवल चाँदी बच जाती है जिसके तौलने से चाँदी की आपेक्षिक मात्रा ज्ञात हो जाती है।

स्वर्ण (सोना, गोल्ड)

सङ्केत, Au; परमाणु भार = १९७·२

उपस्थिति। स्वर्ण सदा ही मुक्तावस्था में पाया जाता है। मुक्तावस्था में पाये जाने के कारण यह बहुत प्राचीन काल से ज्ञात है। चमकीला, सुन्दर और वायु में स्थायी होने के कारण यह बहुमूल्य समझा जाता है। मुक्तावस्था में यह बहुधा स्फटिक की तन्तुकों में पाया जाता है। कुछ आयर्न पिराइटीज़, कुछ कापर पिराइटीज़ और अनेक सीस के खनिजों में भी अल्प मात्रा में स्वर्ण पाया जाता है।

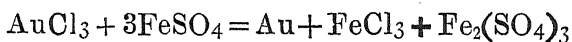
भारत में मैसूर राज्य के कोलार की खानें स्वर्ण की सबसे बड़ी खानें हैं। सन् १८८२ ई० से स्वर्ण निकालने का कार्य इन खानों में होता चला आता है। तब से अब तक २५ करोड़ से अधिक रुपये का स्वर्ण इन खानों से निकला है। धारवार की चट्टानों में भी स्वर्ण पाया जाता है, पर मात्रा इतनी अल्प है कि उनसे लाभ के साथ स्वर्ण नहीं निकाला जा सकता। मद्रास की अनन्तपुर खानों से प्रतिवर्ष ७ लाख रुपये का स्वर्ण निकलता है। बर्मा, आसाम, बिहार और मध्य प्रान्त की अनेक नदियों में स्वर्ण पाया जाता है। इन नदियों से लाभ के साथ अधिक मात्रा में स्वर्ण नहीं निकाला जा सकता।

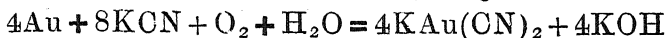
भारत के अतिरिक्त आस्ट्रेलिया, अमेरिका के संयुक्तराज्य, ट्रान्सवाल, मैक्सिको और रूस में प्रतिवर्ष ३० करोड़ से अधिक का स्वर्ण निकलता है।

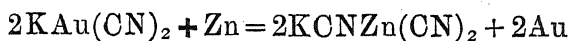
स्वर्ण का निष्कर्षण। स्वर्णमय स्फटिक को यन्त्रों के द्वारा पहले बहुत बारीक पीसते हैं। इस पीसे हुए चूर्ण पर जल को प्रवाहित करते हैं। स्वर्णवाले भारी टुकड़े नीचे बैठ जाते हैं और स्फटिक के हल्के टुकड़े जल से

बह जाते हैं। स्वर्णवाले भारी टुकड़ों को फिर पारदलिप्त ताम्रपट्ट पर बहाते हैं। स्वर्ण के कण पारद के साथ मिलकर पारद-मिश्रण बन जाते हैं। इस स्वर्ण-पारद-मिश्रण को स्रवित करने से स्वर्ण पात्र में रह जाता है और पारद स्रवित हो जाता है।

क्लोरीकरण विधि। स्वर्णमय पिराइटीज़ से क्लोरीन के द्वारा स्वर्ण पृथक् किया जाता है। खनिज को पहले सावधानी से भूनते हैं। इससे हीन धातुएँ आक्साइड में परिणत हो जाती हैं। ये आक्साइड क्लोरीन से शीघ्र आक्रान्त नहीं होते। भूने हुए खनिज को फिर जल में भिगोकर क्लोरीन के संसर्ग में लाते हैं। स्वर्ण इस प्रकार विलेय अवरिक क्लोराइड, $AuCl_3$, में परिणत हो जाता है। यह जल में घुलकर विलयन में आ जाता है। इस विलयन में फेरस सल्फेट के डालने से स्वर्ण अवक्षिप्त हो जाता है।

$$AuCl_3 + 3FeSO_4 = Au + FeCl_3 + Fe_2(SO_4)_3$$

सायनाइड विधि। सायनाइड विधि भी आज-कल स्वर्ण प्राप्त करने में प्रयुक्त होती है। स्वर्ण की अल्प मात्रा रहनेवाले खनिज के लिए यह विधि अधिक उपयोगी है क्योंकि पोटासियम सायनाइड में स्वर्ण शीघ्रता से घुल जाता है। इसमें खनिज को पहले भूनने की आवश्यकता नहीं होती। वायु की उपस्थिति में स्वर्ण पोटासियम सायनाइड में घुल जाता है।

$$4Au + 8KCN + O_2 + H_2O = 4KAu(CN)_2 + 4KOH$$

पोटासियम और स्वर्ण का युग्म सायनाइड फिर यशद के द्वारा विच्छेदित होता है।

$$2KAu(CN)_2 + Zn = 2KCNZn(CN)_2 + 2Au$$

स्वर्ण का शोधन। उपर्युक्त विधियों से प्राप्त स्वर्ण में अन्य धातुएँ मिली रहती हैं। इस स्वर्ण को समाहृत गन्धकाम्ल के साथ उबालते हैं। इससे ताम्र और चाँदी सल्फेट में परिणत हो जाती हैं और जल में घुलाकर निकाल ली जाती हैं और स्वर्ण अविकृत रह जाता है। घरिया में सोहागे

और शोरे के साथ धातु के पिघलने से हीन धातुएँ आक्सीकृत हो आक्साइड बनकर सोहागे में घुलकर झाग के रूप में निकल जाती हैं और स्वर्ण रह जाता है।

यदि स्वर्ण में चाँदी की मात्रा अत्यल्प है तो यह चाँदी गन्धकाम्ल या नाइट्रिक अम्ल से आक्रान्त नहीं होती। चाँदी और स्वर्ण की मिश्र-धातु में यदि प्रत्येक १ भाग स्वर्ण के लिए २ भाग से अधिक चाँदी विद्यमान हो तब तो चाँदी नाइट्रिक अम्ल या समाहृत गन्धकाम्ल में घुल जाती है। अम्लों में इस प्रकार घुलाने से चाँदी स्वर्ण से पृथक् हो जाती है। यदि चाँदी की मात्रा कम है तो और चाँदी डालकर, पिघलाकर चाँदी की मात्रा बढ़ाकर उपर्युक्त रीति से स्वर्ण को चाँदी से पृथक् करते हैं।

आजकल विद्युत्-विच्छेदन विधि से भी स्वर्ण का शोधन होता है। विलयन में २·५ से ६ प्रतिशत अवरिक क्लोराइड रहता है। इसमें २ से ५ प्रतिशत हाइड्रोक्लोरिक अम्ल भी रहता है। ऐसे विलयन में सरल और प्रत्यावर्त्तक विद्युत्-प्रवाह से स्वर्ण निःक्षिप्त होकर शुद्ध रूप में प्राप्त होता है।

व्यापार के स्वर्ण से शुद्ध स्वर्ण इस प्रकार तैयार करते हैं। बाज़ार के स्वर्ण को अम्लराज में घुलाते हैं। इस विलयन में फिर पोटासियम क्लोराइड और अलकोहल डालते हैं। चाँदी और प्लाटिनम का लेश क्रमशः सिल्वर क्लोराइड, $AgCl$ और पोटासियम प्लाटिनिक क्लोराइड, K_2P+Cl_6 के रूप में अवक्षिप्त हो जाता है। विलयन को फिर तप्त आक्ज़ालिक अम्ल के द्वारा लघ्वीकृत करते हैं। अवक्षिप्त स्वर्ण को फिर भली भाँति धो और सुखाकर सोहागे और पोटासियम हाइड्रोजन सल्फेट के साथ पिघलाने से शुद्ध स्वर्ण प्राप्त होता है।

गुण। स्वर्ण कोमल, सुन्दर, पीत वर्ण की धातु है। बहुत बारीक चूर्ण में अवक्षिप्त करने पर प्रेषित प्रकाश में इसका रङ्ग नीला या नीललोहित होता है और परावर्त्तित प्रकाश में रक्त-कपिल वर्ण का होता है। प्रेषित प्रकाश में स्वर्ण के पत्र हरे रङ्ग के प्रतीत होते हैं। इसका विशिष्ट

घनत्व १६.३ होता है। यह १०६४° श पर पिघलता है। यह बहुत घनवर्धनीय और तन्य होता है। इसके २५०,००० पत्रों की मोटाई एक इंच हो सकती है।

यह आक्सिजन, जल या हाइड्रोजन सल्फ़ाइड से आक्रान्त नहीं होता। किसी एक खनिज अम्ल में यह अविलेय होता है पर अम्लराज में जो हाइड्रोक्लोरिक और नाइट्रिक अम्ल का मिश्रण है शीघ्रता से घुल जाता है।

स्वर्ण के क्लोराइड में स्टेनस् क्लोराइड, जिसमें स्टेनिक क्लोराइड भी विद्यमान हो, डालने से सुन्दर नीललोहित अवक्षेप प्राप्त होता है। इस सुन्दर अवक्षेप को केसियस का नीललोहित कहते हैं। इसका सङ्गठन निश्चित रूप से ज्ञात नहीं है। इसमें वङ्ग के आक्साइड के साथ स्वर्ण मिला रहता है। काँच या इनेमल या चीनी के पात्रों पर पन्ने का रङ्ग चढ़ाने के लिए यह प्रयुक्त होता है।

धातु के पात्रों पर मुलम्मा करने के लिए स्वर्ण प्रयुक्त होता है। इस काम के लिए पोटासियम सायनाइड और स्वर्ण के सायनाइड का युग्म लवण प्रयुक्त होता है। धन-विद्युत्द्वार स्वर्ण का पट्ट होता है और जिस पात्र पर मुलम्मा करना होता है वह ऋण-विद्युत्द्वार होता है। मुद्राओं और अलङ्कारों के लिए शुद्ध स्वर्ण कोमल होता है। इसमें थोड़ा ताम्र और चाँदी मिलाकर इन कामों के लिए स्वर्ण को पर्याप्त कठोर और अधिक स्थायी बनाते हैं। ताम्र के कारण स्वर्ण का रङ्ग कुछ अरुण हो जाता है। चाँदी के कारण इसका रङ्ग कुछ हल्का हो जाता है। अँगरेज़ी स्वर्ण-मुद्रा में ११ भाग स्वर्ण का और एक भाग ताम्र का रहता है। मिश्र-धातुओं के २४ भाग में जितना भाग स्वर्ण का रहता है उसके द्वारा स्वर्ण की मात्रा को प्रकट करते हैं। इन २४ भागों को करांत कहते हैं। शुद्ध स्वर्ण २४ करांत स्वर्ण है। १८ करांत स्वर्ण में १८ भाग स्वर्ण का और ६ भाग ताम्र या चाँदी का रहता है। १० करांत स्वर्ण में १० भाग स्वर्ण का और १४ भाग अन्य धातुओं का रहता है। अँगरेज़ों की स्वर्ण-मुद्रा में २२ करांत स्वर्ण रहता है।

स्वर्ण के लवण दो श्रेणियों के होते हैं। एक श्रेणी के लवणों में स्वर्ण एक-बन्धक होता है। ऐसे लवणों को अवरस् लवण कहते हैं। दूसरी श्रेणी के लवणों में स्वर्ण त्रिबन्धक होता है। ऐसे लवणों को अवरिक लवण कहते हैं।

आक्साइड। स्वर्ण के दो आक्साइड, अवरस् आक्साइड Au_2O और अवरिक आक्साइड, Au_2O_3 होते हैं। ये दोनों आक्साइड बहुत अस्थायी होते हैं। इस कारण इन्हें शुद्धावस्था में प्राप्त करना कुछ कठिन होता है। आक्सिजन के सीधे संयोग से ये आक्साइड नहीं बनते। स्वर्ण के लवणों पर दाहक क्षारों की क्रिया से ये आक्साइड प्राप्त होते हैं। अवरस् क्लोराइड पर दाहक पोटाश की क्रिया से अवरस् आक्साइड प्राप्त होता है।

अवरिक क्लोराइड पर दाहक पोटाश की क्रिया से अवरिक हाइड्राक्साइड $Au(OH)_3$ अवक्षिप्त हो जाता है। इस हाइड्राक्साइड को धीरे-धीरे गरम करने से अवरिक आक्साइड Au_2O_3 प्राप्त होता है। अधिक गरम करने से यह आक्सिजन और स्वर्ण में विच्छेदित हो जाता है। यह आक्साइड दुर्बल अम्लजनक आक्साइड है और क्षारों में शीघ्रता से घुलकर "अवरेट" लवण बनता है। पोटासियम हाइड्राक्साइड के साथ यह पोटासियम अवरेट $KAuO_2\ 3H_2O$ बनता है।

अवरिक क्लोराइड, $AuCl_3$**।** हैलाइड लवणों में अवरिक क्लोराइड अधिक महत्त्व का है। स्वर्ण को अम्लराज में घुलाने से अवरिक्लोरिक अम्ल $HAuCl_4$ या $HCl\ AuCl_3$ का विलयन प्राप्त होता है। इस विलयन को गरम करके सुखा देने से हाइड्रोक्लोरिक अम्ल निकल जाता है और अवरिक क्लोराइड कुछ अवरस् क्लोराइड के साथ मिला हुआ रह जाता है। इस अवक्षेप को जल में घुलाकर समाहृत करने से $AuCl_3\ 2H_2O$ के मणिभ प्राप्त होते हैं।

अधिक सुविधा से स्वर्ण और क्लोरीन के सीधे संयोग से अवरिक क्लोराइड प्राप्त होता है। क्रियाफल को थोड़े जल के साथ गरम करने से अवरस् क्लोराइड निम्न समीकरण के अनुसार विच्छेदित हो जाता है।

$$3AuCl = 2Au + AuCl_3$$

अवक्षिप्त स्वर्ण को निःस्यन्दन द्वारा पृथक् कर विलयन को सुखा देने और १९०° श तक गरम करने से अनार्द्र अवरिक क्लोराइड कपिल वर्ण के मणिभ के रूप में प्राप्त होता है।

अवरिक क्लोराइड अलकली क्लोराइडों और हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के साथ मणिभीय यौगिक बनता है। सोडियम क्लोराइड के साथ $AuCl_3NaCl\ 2H_2O$ और पोटासियम क्लोराइड के साथ $(AuCl_3KCl)_2H_2O$ सङ्गठन के मणिभ प्राप्त होते हैं। अवरिक क्लोराइड को १८०° श तक गरम करने से यह अवरस् क्लोराइड और क्लोरीन में परिणत हो जाता है। अधिक गरम करने से ये लवण पूर्णतया स्वर्ण और क्लोरीन में विच्छेदित हो जाते हैं।

ब्रोमीन और आयोडीन के साथ भी स्वर्ण, क्लोराइड के सदृश लवण बनता है।

सल्फ़ाइड। स्वर्ण गन्धक के साथ सीधे संयुक्त नहीं होता पर अवरिक क्लोराइड के तनु विलयन में हाइड्रोजन सल्फ़ाइड के ले जाने से स्वर्ण डाइ-सल्फ़ाइड Au_2S_2 अवक्षिप्त हो जाता है। स्वर्ण और पोटासियम सायनाइड के युग्म लवण के विलयन में हाइड्रोजन सल्फ़ाइड के प्रवाहित करने से अवरस् सल्फ़ाइड Au_2S अवक्षिप्त होता है। ये दोनों सल्फ़ाइड अलकली सल्फ़ाइड में विलीन होकर युग्म लवण बनते हैं।

सायनाइड। स्वर्ण सायनाइड और पोटासियम सायनाइड की क्रिया से स्वर्ण और पोटासियम सायनाइड का युग्म सायनाइड $KAu(CN)_2$ प्राप्त होता है। यह युग्म सायनाइड जल में विलेय होता है। इस विलयन पर यशद की क्रिया से स्वर्ण अवक्षिप्त हो जाता है। धातु के पात्रों पर स्वर्ण का मुलम्मा करने में यह युग्म लवण प्रयुक्त होता है।

स्वर्ण की पहचान और निर्धारण। केसियस के नील-लोहित से स्वर्ण की उपस्थिति जानी जाती है। स्वर्ण के विलेय लवणों में हाइड्रोजन सल्फ़ाइड से स्वर्ण के सल्फ़ाइड का अवक्षेप प्राप्त होता है।

यह अवक्षेप अमोनियम सल्फ़ाइड या अलकली सल्फ़ाइडों में विलेय होता है।

स्वर्ण के लवणों में या अन्य धातुओं के लवणों के मिश्रणों में स्वर्ण की मात्रा का निर्धारण स्वर्ण को धातु के रूप में परिणत कर उसे तौलने से होता है।

ताम्र-वर्ग के तत्त्वों का तुलनात्मक अध्ययन। ताम्र, चाँदी और स्वर्ण के अध्ययन से विदित होता है कि कुछ बातों में इन तत्त्वों में सादृश्य है और कुछ बातों में पार्थक्य।

१—ये धातुएँ बहुत अधिक घनवर्धनीय और तन्य होती हैं। ये ताप और विद्युत् की सबसे अच्छी चालक भी होती हैं।

२—इन धातुओं का विशिष्ट घनत्व क्रमशः ८·९४, १०·५ और १९·३ होता है।

३—ये धातुएँ वायु, जल या हाइड्रोक्लोरिक अम्ल या गन्धकाम्ल से शीघ्र आक्रान्त नहीं होतीं।

४—आक्सिजन के लिए इन धातुओं की बहुत अल्प रासायनिक प्रीति होती है। बहुत तीव्र आँच से ताम्र आक्साइड बनता है। चाँदी और स्वर्ण आक्सिजन के साथ सीधे संयुक्त नहीं होते। कापर आक्साइड के अकेले गरम करने से ताम्र प्राप्त नहीं होता पर चाँदी और स्वर्ण के आक्साइड के गरम करने से चाँदी और स्वर्ण धातुएँ प्राप्त होती हैं। इनके आक्साइड दुर्बल भास्मिक होते हैं और यह भास्मिकता परमाणु-भार की वृद्धि से कम होती जाती है। इसी कारण ये धातुएँ प्रकृति में मुक्तावस्था में भी पाई जाती हैं और उच्च तापक्रम पर भी जल को विच्छेदित नहीं करतीं।

५—इन धातुओं में चाँदी सर्वदा ही एक-बन्धक होती है। ताम्र कुछ लवणों में एक-बन्धक और कुछ लवणों में द्वि-बन्धक होता है। स्वर्ण कुछ लवणों में एक-बन्धक और कुछ लवणों में त्रि-बन्धक होता है।

६—इन यौगिकों के लवण अमोनिया और पोटासियम सायनाइड के साथ संयोजक यौगिक बनते हैं। अलकली धातुओं के लवणों के साथ भी

ये युग्म लवण बनते हैं। इन धातुओं के नाइट्राइड R_3N सङ्गठन के होते हैं। ये नाइट्राइड बहुत अस्थायी होते हैं।

७—चाँदी के यौगिकों और अलकली धातुओं के यौगिकों में कुछ सादृश्य है; क्योंकि चाँदी और अलकली धातुएँ एक-बन्धक हैं और उनके आयन वर्णरहित होते हैं पर अलकली धातुएँ और ताम्र तथा स्वर्ण के बीच उतना सादृश्य नहीं है।

प्रश्न

१—ताम्र के एक आक्साइड में विश्लेषण से ताम्र का ८८·८ भाग और आक्सिजन का ११·२ भाग निकलता है। इस आक्साइड का क्या सूत्र होगा ? प्रयोगशाला में इस आक्साइड को तुम कैसे प्राप्त करोगे ?

२—ताम्र के प्रमुख खनिज कौन-कौन हैं ? इनसे ताम्र धातु कैसे प्राप्त हो सकती है ?

३—ताम्र का शोधन कैसे होता है ? ताम्र के क्या-क्या गुण हैं ? ताम्र के प्रमुख धातु-मिश्रणों का वर्णन करो।

४—ताम्र के दोनों क्लोराइड कैसे प्राप्त होते हैं ? इन क्लोराइडों का जल और अमोनिया पर क्या क्रियाएँ होती हैं ?

५—बड़ी मात्रा में कापर सल्फेट कैसे प्राप्त होता है ? इसमें कौन-कौन अपद्रव्य मिले रह सकते हैं ? इन अपद्रव्यों को कैसे दूर किया जा सकता है ? कापर सल्फेट के मणिभों के गरम करने से क्या परिवर्तन होता है ? कापर सल्फेट पर पोटासियम आयोडाइड और पोटासियम सायनाइड की क्या क्रियाएँ होती हैं ? ये क्रियाएँ क्यों बहुत महत्त्व की हैं ?

६—ताम्र की पहचान कैसे होती है ? इसकी मात्रा का निर्धारण किन-किन विधियों से होता है ?

७—चाँदी प्रकृति में कैसे पाई जाती है ? इसके प्रमुख खनिज क्या हैं ? खनिजों से चाँदी कैसे प्राप्त होती है ?

८—शुद्ध चाँदी कैसे प्राप्त होती है ? चाँदी के मुख्य-मुख्य गुण कौन-कौन हैं ?

९—चाँदी से सिल्वर नाइट्रेट, सिल्वर क्लोराइड और सिल्वर आक्साइड कैसे प्राप्त हो सकते हैं ? सिल्वर क्लोराइड से चाँदी कैसे प्राप्त हो सकती है ? सिल्वर क्लोराइड का जल, अमोनिया, नाइट्रिक अम्ल और सोडियम थायो-सल्फेट पर क्या क्रियाएँ होती हैं ?

१०—सिल्वर सायनाइड के व्यावहारिक प्रयोग क्या हैं ? चाँदी कैसे प्राप्त होती है और उसकी मात्रा का निर्धारण कैसे होता है ?

११—स्वर्ण प्रकृति में कैसे पाया जाता है ? खनिजों से स्वर्ण कैसे प्राप्त होता है ? स्वर्ण का शोधन कैसे होता है ?

१२—स्वर्ण को घुलाकर इसका लवण कैसे तैयार करते हैं ? अवरिक क्लोराइड कैसे तैयार होता है और इसके गुण क्या-क्या हैं ? अवरिक आक्साइड कैसे प्राप्त होता है ?

१३—पोटासियम और सोडियम के युग्म सायनाइड कैसे प्राप्त होते हैं ? इनके गुण क्या हैं ? ये किस काम में प्रयुक्त होते हैं ?

१४—स्वर्ण कैसे पहचाना जाता है ? लवणों में इसकी मात्रा का निर्धारण कैसे होता है ?

१५—ताम्र वर्ग की धातुओं की तुलना करो। किन-किन बातों में इनमें सादृश्य और किन-किन बातों में पार्थक्य है ?

१६—ताम्र वर्ग की धातुओं और अलकली धातुओं की तुलना करो। कहाँ तक इन धातुओं को आवर्त्त वर्गीकरण के एक वर्ग में रखा जा सकता है ?

परिच्छेद १४

द्वितीय वर्ग (क)। क्षार-मृत्तिका की धातुएँ

कालसियम, स्ट्रांशियम, बेरियम

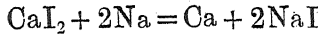
क्षार-मृत्तिका। रसायन के इतिहास के आरम्भ में कुछ ऐसे पदार्थ ज्ञात थे जो जल में अविलेय और ताप में स्थायी थे। ऐसे पदार्थों को मिट्टी कहा करते थे। इनमें से कुछ में चूने के सदृश क्षारीय गुण थे। इससे वे पदार्थ क्षारीय मिट्टी या क्षार-मृत्तिकाएँ कहे जाने लगे। इन मिट्टियों से पीछे कालसियम, स्ट्रांशियम और बेरियम धातुएँ प्राप्त हुईं। अतः इन धातुओं को क्षारीय मिट्टी या क्षार-मृत्तिका की धातुएँ कहने लगे।

कालसियम

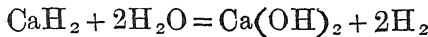
सङ्केत, Ca; परमाणुभार = ३९·०

उपस्थिति। कालसियम प्रकृति में मुक्तावस्था में नहीं पाया जाता। पर इसके यौगिक बहुत फैले हुए पाये जाते हैं। कालसियम कार्बनेट काल्क-स्पार, चूना-पत्थर, सङ्गमर्मर, खड़िया और मूँगे के रूप में पाया जाता है। सङ्गमर्मर मध्यप्रान्त बर्मा और राजपुताना में प्राप्त होता है। पोरबन्दर का चूना-पत्थर गृहों के निर्माण में अधिकता से प्रयुक्त होता है। अशुद्ध कार्बनेट भारत के प्रत्येक भाग में प्राप्त होता है और चूना और गारा बनाने में काम आता है। जिपसम (कालसियम सल्फेट) राजपुताना और पञ्जाब में प्राप्त होता है। फ़्लोरस्पार, CaF_2 (कालसियम फ़्लोराइड) और ऐपेटाइट (फ़ास्फ़ेट) अनेक स्थानों में मिलते हैं। डोलोमाइट ($CaCO_3MgCO_3$) कालसियम कार्बनेट है जिसमें कालसियम का कुछ अंश मैगनीसियम का स्थानापन्न हो गया है।

धातु प्राप्त करना । पिघले हुए कालसियम क्लोराइड के विद्युत्-विच्छेदन से या कालसियम आयोडाइड को सोडियम धातु के साथ गरम करने से कालसियम प्राप्त होता है ।

$$CaI_2 + 2Na = Ca + 2NaI$$

कालसियम क्लोराइड में थोड़ा स्ट्रांशियम या बेरियम क्लोराइड के डालने से इस मिश्रण का द्रवण अपेक्षाकृत निम्न तापक्रम पर ही होता है। अतः स्ट्रांशियम या बेरियम क्लोराइड का डालना सुविधाजनक होता है ।

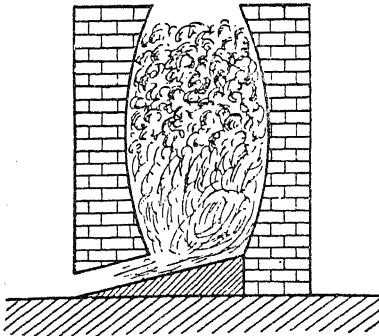
गुण । कालसियम चाँदी-सदृश श्वेत धातु है। यह कोमल और घनवर्धनीय होता है। इसका आपेक्षिक घनत्व १·५८ है। यह ८०३° श पर पिघलता है। यह जल को विच्छेदित कर हाइड्रोजन निकालता है। शुष्क हाइड्रोजन के आवरण में कालसियम को ३५०° श तक गरम करने से कालसियम हाइड्राइड CaH_2 प्राप्त होता है। यह श्वेत मणिभीय बनावट का होता है। इसका विशिष्ट घनत्व १·७ होता है। ६००° श पर भी यह विघटित नहीं होता। जल से यह विच्छेदित हो जाता है।

$$CaH_2 + 2H_2O = Ca(OH)_2 + 2H_2$$

बैलून को हाइड्रोजन से भरने के लिए हाइड्रोजन तैयार करने में "हाइड्रोलिथ" के नाम से यह प्रयुक्त होता है।

धुँधले रक्त ताप पर नाइट्रोजन के साथ संयुक्त हो कालसियम, कालसियम नाइट्राइड Ca_3N_2 बनता है। कालसियम नाइट्राइड पारदर्शक पीत-कपिल मणिभीय आकार का होता है। इसका विशिष्ट घनत्व २·६३ होता है। धुँधले रक्त ताप से निम्न तापक्रम पर हाइड्रोजन से आक्रान्त हो यह अमोनिया और CaH_2 में परिणत हो जाता है। जलवाष्प के द्वारा यह कालसियम हाइड्राक्साइड और अमोनिया में परिणत हो जाता है।

कालसियम आक्साइड । कालसियम के दो आक्साइड होते हैं। एक को कालसियम मनाक्साइड या केवल कालसियम आक्साइड CaO

और दूसरे को कालसियम डायक्साइड या कालसियम पेराक्साइड CaO_2 कहते हैं।

कालसियम आक्साइड को साधारणतया 'कली चूना' या 'चूना कली' कहते हैं। साधारणतः यह दो प्रकार के भट्ठों में तैयार होता है। एक प्रकार के भट्ठे में भट्ठे के ऊपर से चूना-पत्थर और कोयला डाला जाता है और पेंदे से चूना निकाल लिया जाता है। ऐसे एक भट्ठे का चित्र यहाँ दिया हुआ है। यह विधि अविरित होती है। ऐसे चूने में कुछ राख मिली रहती है। बिना राख के चूने के प्राप्त करने में ईंधन को भट्ठे के पार्श्व में जलाते हैं ताकि केवल तप्त गैस ही भट्ठे में प्रवेश कर सके। दूसरे प्रकार का भट्ठा अविरत नहीं होता। इसमें चूल्हे के ऊपर चूने पत्थर का धनुषाकार 'आर्च' बना रहता है और इसे चूना-पत्थर से भर देते हैं। आर्च के नीचे एक या दो दिन तक आग जलती रहती है। इसके पश्चात् भट्ठे को ठण्डा कर चूने को निकाल लेते हैं। यह विधि उतनी सस्ती नहीं होती, पर यह भट्ठा सरलता से बनता और मरम्मत किया जा सकता है।

चित्र ३०

कालसियम आक्साइड बहुत अगलनीय होता है और आक्सी-हाइड्रोजन ज्वाला में भी इसके द्रवण का कोई चिह्न नहीं देख पड़ता। आक्सी-हाइड्रोजन ज्वाला में गरम करने से यह तीव्र श्वेत प्रकाश के साथ चमकता है। इस प्रकाश को 'सुधा प्रकाश' कहते हैं। चूने पर पानी डालने से ताप के विकास के साथ यह हाइड्राक्साइड में परिणत हो जाता है। यदि पानी की मात्रा कम है तो जल उबलने लगता है। इस प्रकार चूना कली पर पानी डालने से 'बुझा हुआ' चूना प्राप्त होता है। बुझा हुआ चूना वस्तुतः

कालसियम हाइड्राक्साइड $Ca(OH)_2$ है। यदि चूने में मैगनीसियम आक्साइड है तो वह चूना जल्दी नहीं बुझता। गारे के लिए ऐसा चूना अच्छा नहीं होता। इसके जल में घुलने से चूने का पानी प्राप्त होता है, जो क्रिया में क्षारीय होता है। चूने के पानी में १०० भाग जल में प्रायः ०·३ भाग बुझा हुआ चूना घुला रहता है। यदि चूने की मात्रा अधिक हो तो चूने के टुकड़े जल में आलम्ब रहते हैं। ऐसे द्रव को 'चूने का दूध' कहते हैं। क्योंकि यह द्रव दूध सा श्वेत देख पड़ता है। चूने का पानी कार्बन डायक्साइड का शोषण कर कालसियम कार्बनेट में परिणत हो जाता है। कालसियम हाइड्राक्साइड और सोडियम हाइड्राक्साइड का मिश्रण सोडा-चूना के नाम से जल-वाष्प और कार्बन डायक्साइड के शोषण के लिए प्रयुक्त होता है। चूनाकली भी अमोनिया-सदृश गैसों को सुखाने के लिए प्रयुक्त होती है। चूने का सबसे अधिक प्रयोग सिमेंट और गारे के बनाने में होता है। गारे में १ भाग चूने का और ३ या ४ भाग बालू का रहता है। इन अवयवों को थोड़े जल में बारीक पीसने से गारा प्राप्त होता है। गारे में उपयोगी गुण यह होता है कि वायु में खुला रखने से यह कड़ा हो जाता है। जैसे-जैसे जल सूखता है गारा सान्द्र होता जाता है और वायु का कार्बन डायक्साइड शोषित कर चूने को कार्बनेट में परिणत करता है। इस प्रकार से बने कार्बनेट से बालू के कण जुट जाते हैं और वे कठोर हो जाते हैं। सारे गारे को कालसियम कार्बनेट में परिणत होने के लिए अधिक समय लगता है।

चूने के बनाने में जो चूना-पत्थर प्रयुक्त होता है उस चूना-पत्थर में यदि मिट्टी का अंश ७ प्रतिशत से अधिक हो तो ऐसा गारा प्राप्त होता है जिसमें जल के अन्दर भी कठोर होने का गुण होता है। ऐसे गारे को 'जल का गारा' कहते हैं।

सिमेंट। चूना-पत्थर और मिट्टी (आलुमिनियम सिलिकेट) को ३:१ अनुपात में मिलाकर भट्ठे में जलाने से सिमेंट प्राप्त होता है। इस क्रिया में कार्बन डायक्साइड पूर्ण रूप से निकल जाता है और चूने तथा

मिट्टी के बीच में रासायनिक क्रिया हो कालसियम सिलिकेट और कालसियम अलुमिनेट का मिश्रण प्राप्त होता है। भट्ठे से निकले कठोर क्रिया-फल को तोड़कर महीन पीसते हैं। जल के साथ मिलाने से यह कठोर होना शुरू होता है और कुछ ही सप्ताहों में बहुत कठोर हो जाता है। इस कठोर होने की क्रिया में केवल जल की आवश्यकता होती है। सिमेंट जल के अन्दर भी कठोर हो सकता है, अतः इसे जल का सिमेंट भी कहते हैं। कठोर होने में क्या रासायनिक क्रियाएँ होती हैं इसका पूरा-पूरा ज्ञान नहीं है। जल के द्वारा कालसियम सिलिकेट और कालसियम अलुमिनेट का सम्भवतः मिश्रित मणिभ बनता है।

सिमेंट तैयार करने की अच्छी सामग्री भारत में मिलती है। राजपुताने के बूँदी, मध्यप्रान्त के कटनी, काठियावाड़ के पोरबन्दर और बिहार के डेहरी में अच्छा सिमेन्ट तैयार होता है। इस पर भी एक करोड़ से अधिक रुपये का सिमेंट बाहर से आता है।

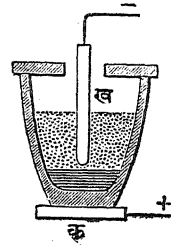
एक भाग सिमेंट और ४ भाग बालू मिलाकर कौनक्रीट तैयार करते हैं जो गृहों के निर्माण में आज-कल बहुत अधिकता से प्रयुक्त होता है। कौनक्रीट की बनी दीवारें, यदि उनमें फ़ौलाद के छड़ लगे हों तो, पर्याप्त मज़बूत होती हैं।

चूने के जल में हाइड्रोजन पेराक्साइड के डालने से कालसियम डायक्साइड अवक्षिप्त हो जाता है। गरम करने से यह आक्सिजन और चूने में विच्छेदित हो जाता है।

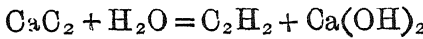
कालसियम कारबाइड CaC_2। कालसियम कारबाइड पहले-पहल अमेरिका-निवासी विलसन और पीछे मोयासन के द्वारा विद्युत् भट्ठी में बड़ी मात्रा में तैयार हुआ था। प्रबल विद्युत् भट्ठी में चूना-पत्थर या चूना और कोक के मिश्रण को पिघलाने से यह बनता है।

$$CaO + 3C = CaC_2 + CO$$

अनेक प्रकार की भट्ठियाँ होती हैं जिनमें कालसियम कारबाइड तैयार होता है। ये सब भट्ठियाँ प्रायः एक ही सिद्धान्त पर बनी हुई हैं। भट्ठियों

का पेंदा धन-विद्युतद्वार होता है और कार्बन के छड़ की पंक्तियाँ ऋण-विद्युत्-द्वार होती हैं। इन विद्यतद्वारों के बीच विद्युत्-प्रवाह से जो आर्क बनता है उसकी गरमी से चूने और कोक का मिश्रण, जो इन दोनों विद्युतद्वारों के बीच रखा रहता है, संयुक्त हो पिघल जाता है। इस प्रकार कालसियम कारबाइड बनता है। किसी-किसी भट्टी में यह पिघला हुआ कारबाइड ज्योंही बनता है त्योंही निकाल लिया जाता है। और किसी-किसी भट्टी में क्रिया बन्द कर पिघला हुआ कारबाइड निकाल लिया जाता है। ऐसी भट्टियों के सबसे सामान्य रूप का चित्र यहाँ दिया हुआ है। इस भट्टी में मूषा ग्रेफ़ाइट की बनी है और धातु के एक पट्ट के संसर्ग में स्थित है। यह पट्ट धन-विद्युतद्वार होता है। कार्बन का छड़ ऋण-विद्युतद्वार होता है। इन दोनों के बीच के स्थान में चूने और कोक का मिश्रण रखा रहता है।

चित्र २१

उपर्युक्त विधि से तैयार कालसियम कारबाइड कुछ भूरे रङ्ग का घन होता है। इसमें कुछ कार्बन और चूना मिला रहता है। बिलकुल शुद्ध होने से यह प्रायः वर्णरहित होता है। कारबाइड पर जल की क्रिया से ऐसिटिलीन प्राप्त होता है।

$$CaC_2 + H_2O = C_2H_2 + Ca(OH)_2$$

कारबाइड के बारीक चूर्ण को १०००° श तक गरम करके उस पर नाइट्रोजन के प्रवाहित करने से कालसियम सायनामाइड प्राप्त होता है।

$$CaC_2 + N_2 = CaNCN + C$$

कालसियम सायनामाइड खाद में व्यवहृत होता है। अलकली क्षारों के साथ दबाव में गरम करने से यह अमोनिया बनता और अमोनिया के आक्सीकरण से नाइट्रिक अम्ल प्राप्त होता है। वायु-मण्डल के नाइट्रोजन के निग्रहण की यह भी एक विधि है।

कालसियम सल्फ़ाइड CaS । कालसियम सल्फ़ेट को कोयले के साथ गरम करने से कालसियम मोनोसल्फ़ाइड CaS प्राप्त होता है। इस प्रकार से प्राप्त कालसियम मोनोसल्फ़ाइड श्वेत घन होता है। यह जल में कुछ-कुछ घुलता है और इस प्रकार घुलकर कालसियम हाइड्रोजन सल्फ़ाइड $Ca(HS)_2$ बनता है। कालसियम सल्फ़ाइड को सूर्य्य-प्रकाश में खुला रखने से इसमें ऐसा गुण आ जाता है कि अँधेरे में रखने से यह चमकता है। स्ट्रांशियम सल्फ़ाइड और बेरियम सल्फ़ाइड में भी ऐसा ही गुण होता है। इस गुण के कारण घड़ियों पर रेडियल डायल के बनाने में यह प्रयुक्त होता है।

चूने के दूध को गन्धक की धूली के साथ पकाने से दूसरे सल्फ़ाइड, कालसियम डाइ-सल्फ़ाइड CaS_2 और कालसियम पेंटा-सल्फ़ाइड CaS_5, प्राप्त होते हैं।

ये सभी सल्फ़ाइड अम्लों से विच्छेदित होने पर हाइड्रोजन सल्फ़ाइड निकालते हैं और उच्च सल्फ़ाइड से गन्धक भी मुक्त होता है।

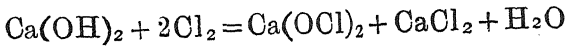
कालसियम फ्लोराइड, CaF_2 । कालसियम फ्लोराइड फ़्लोरस्पार नामक खनिज में विद्यमान है। यह खनिज बहुत प्राचीन काल से द्रावक के रूप में प्रयुक्त होता चला आता है। शुद्ध रूप में कालसियम फ़्लोराइड वर्ण-रहित होता है, पर साधारणतः नीले, बैंगनी, लाल और हरे रङ्ग में यह पाया जाता है। इसके भिन्न-भिन्न रङ्गों के होने के कारण का ठीक-ठीक पता नहीं लगता। ये रङ्गीन नमूने रकाबी, प्याले इत्यादि के बनाने में प्रयुक्त होते हैं। यह जल और तनु अम्लों में अविलेय होता है। समाहृत गन्धकाम्ल से यह विच्छेदित हो जाता है। इस प्रकार के विच्छेदन से हाइड्रोफ़्लोरिक अम्ल निकलता है।

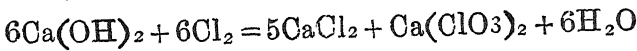
कालसियम क्लोराइड, $CaCl_2$ । यह समुद्र-जल और नदी के जलों में पाया जाता है। स्टासफ़र्ट निःक्षेप में भी यह पाया गया है। अनेक पदार्थों के निर्माण में, प्रधानतः अमोनिया विधि से सोडा के निर्माण में,

पोटासियम क्लोरेट के निर्माण में और वेल्डन विधि में मैंगनीज़ डायक्साइड की पुनः प्राप्ति में, उपफल के रूप में यह प्राप्त होता है। थोड़ी मात्रा में कालसियम कार्बनेट पर हाइड्रोक्लोरिक अम्ल की क्रिया से भी यह प्राप्त हो सकता है। इस विलयन को समाहृत कर ठण्डा करने से इसके बड़े-बड़े प्रस्वेद्य षट्फलकीय मणिभ $CaCl_2\ 6H_2O$ प्राप्त होते हैं।

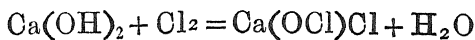
इसके मणिभों को जल में घुलाने से ताप का बहुत शोषण होता है। ये मणिभ २९° श पर मणिभीकरण के जल में पिघलते हैं। २००° श पर जल का ४ अणु निकल जाता और है २००° श से ऊपर यह अनार्द्र हो जाता है। अनार्द्र लवण सुषिर और प्रबल आर्द्रताग्राही होता है। इस अन्तिम गुण के कारण गैसों और द्रवों को शुष्क करने के लिए और शुष्क-कारकों में यह प्रयुक्त होता है। रक्त ताप पर यह पिघलता है और ठण्डे होने पर मणिभीय प्रस्वेद्य घन में घनीभूत हो जाता है। अमोनिया के साथ संयुक्त हो यह $CaCl_2\ 8NH_3$ सङ्गठन का यौगिक बनता है। इस क्रिया के कारण अमोनिया के सुखाने में यह प्रयुक्त नहीं हो सकता। बरफ़ के साथ कालसियम क्लोराइड हिमीकरण मिश्रण बनता है जिसका तापक्रम –४०° श तक प्राप्त हो सकता है।

ब्लीचिङ्ग पाउडर। ठण्डे चूने के दूध में क्लोरीन ले जाने से कालसियम हाइपो-क्लोराइट बनता है।

$$Ca(OH)_2 + 2Cl_2 = Ca(OCl)_2 + CaCl_2 + H_2O$$

तप्त चूने के दूध में क्लोरीन ले जाने से कालसियम क्लोरेट बनता है।

$$6Ca(OH)_2 + 6Cl_2 = 5CaCl_2 + Ca(ClO_3)_2 + 6H_2O$$

शुष्क बुझे हुए चूने को क्लोरीन के आवरण में खुला रखने से ब्लीचिङ्ग पाउडर प्राप्त होता है। प्रायः ६ फ़ीट ऊँचे कक्षों की गचों पर चार-पाँच इंच गहराई में बुझा हुआ चूना बिछा दिया जाता है और लकड़ी की जन्द्रा से उसमें मेड़ बना दिया जाता है। क्लोरीन फिर कक्ष में प्रवेश करता है। इन कक्षों में काँच की खिड़कियाँ होती हैं जिनके द्वारा कक्ष के अन्दर के वातावरण का

रङ्ग जाना जा सके। पहले क्लोरीन का शोषण शीघ्रता से होता है पर पीछे कम हो जाता है। चूने को समय-समय पर उलटते रहते हैं ताकि इसकी नवीन तहें क्लोरीन में खुली रहें। २० से २४ घण्टे तक क्लोरीन चूने के संसर्ग में रखा जाता है। अवशिष्ट क्लोरीन को फिर कक्ष में यन्त्र द्वारा चूने की धूल डाल और फैलाकर शोषित कर लेते हैं। ज्योंही यह नये चूने की धूल बैठ जाती है क्लोरीन शोषित हो जाता है। अब कक्ष को खोलकर ब्लीचिङ्ग पाउडर निकाल लेते हैं। यहाँ चूने पर क्लोरीन की जो क्रिया होती है वह निम्न समीकरण के द्वारा प्रकट होती है।

$$Ca(OH)_2 + Cl_2 = Ca(OCl)Cl + H_2O$$

एक समय यह समझा जाता था कि ब्लीचिङ्ग पाउडर कालसियम क्लोराइड $CaCl_2$ और कालसियम हाइपो-क्लोराइट $Ca(OCl)_2$ का मिश्रण है। पर अब निश्चित रूप से सिद्ध हो चुका है कि इसमें कालसियम क्लोराइड नहीं रहता क्योंकि ब्लीचिङ्ग पाउडर का सारा क्लोरीन आर्द्र कार्बन डायक्साइड से ७०° श पर खुला रखने से निकल जाता है। कालसियम क्लोराइड का क्लोरीन इस रीति से नहीं निकलता। इसके अतिरिक्त कालसियम क्लोराइड प्रस्वेद्य होता है पर ब्लीचिङ्ग पाउडर ऐसा नहीं होता। कालसियम क्लोराइड अलकोहल में स्वच्छन्दता से घुल जाता है पर ब्लीचिङ्ग पाउडर को अलकोहल में घुलाने से इसका लेशमात्र कालसियम क्लोराइड ही घुलता है।

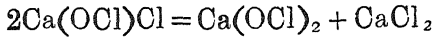
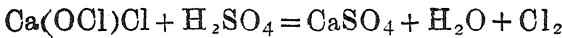
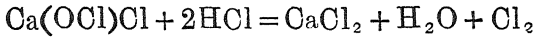
साधारणतः अच्छे और नवीन ब्लीचिङ्ग पाउडर पर गन्धकाम्ल या हाइड्रोक्लोरिक अम्ल की क्रिया से ३० से ३८ प्रतिशत क्लोरीन प्राप्त होता है। बहुत सावधानी से क्लोरीन से संतृप्त पाउडर में ४३½ प्रतिशत तक क्लोरीन प्राप्त हो सकता है। इससे अधिक क्लोरीन प्राप्त नहीं हो सका है। इन सब बातों के विचार से ओडलिङ्ग ने इस ब्लीचिङ्ग पाउडर का सूत्र $Ca(OCl)Cl$ दिया और यह सूत्र सम्भवतः ठीक मालूम होता है।

रखने से ब्लीचिङ्ग पाउडर कालसियम क्लोराइड और कालसियम क्लोरेट में परिणत हो जाता है। जल से यह कालसियम क्लोराइड और कालसियम हाइपो-क्लोराइट में विच्छेदित हो जाता है।

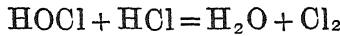
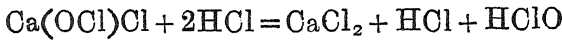
$$2Ca(OCl)Cl = Ca(OCl)_2 + CaCl_2$$

अम्लों की क्रिया से क्लोरीन निकलता है।

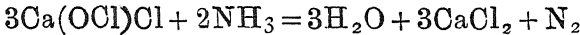
$$Ca(OCl)Cl + 2HCl = CaCl_2 + H_2O + Cl_2$$

$$Ca(OCl)Cl + H_2SO_4 = CaSO_4 + H_2O + Cl_2$$

बहुत तनु अम्लों की क्रिया से हाइपो-क्लोरस् अम्ल बनता है और हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के संसर्ग से शीघ्र ही विच्छेदित हो जाता है।

$$Ca(OCl)Cl + 2HCl = CaCl_2 + HCl + HClO$$

$$HOCl + HCl = H_2O + Cl_2$$

कोबाल्ट आक्साइड के साथ गरम करने से ब्लीचिङ्ग पाउडर से आक्सिजन निकलता है। यहाँ आक्साइड की क्रिया प्रवर्त्तक की होती है।

ब्लीचिङ्ग पाउडर को अमोनिया के साथ गरम करने से नाइट्रोजन निकलता है।

$$3Ca(OCl)Cl + 2NH_3 = 3H_2O + 3CaCl_2 + N_2$$

ब्लीचिङ्ग पाउडर रुई के वस्त्रों और काग़ज़ के पल्प के रङ्गों के नाश करने में व्यवहृत होता है। विरञ्जित होनेवाली वस्तु को पहले ब्लीचिङ्ग पाउडर के तनु विलयन में और पीछे अम्ल के तनु विलयन में डुबाते हैं। इस प्रकार भीगे वस्त्र के रेशे पर ही क्लोरीन मुक्त हो उसे विरञ्जित कर देता है।

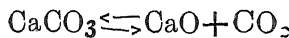
कालसियम कार्बनेट, $CaCO_3$। इस यौगिक की उपस्थिति का उल्लेख पूर्व में हो चुका है। यह बहुत विस्तार में, चूना-पत्थर, खड़िया, सङ्गमर्मर और कङ्कड़ के रूप में प्रकृति में पाया जाता है।

चूने पर कार्बन डायक्साइड की क्रिया से यह प्राप्त होता है। कालसियम के किसी विलेय लवण के विलयन में सोडियम या अमोनियम कार्बनेट के डालने से यह शीघ्र ही अवक्षिप्त हो जाता है।

कालसियम कार्बनेट दो मणिभीय रूपों में पाया जाता है। अतः यह द्विरूपी होता है। एक प्रकार के मणिभ त्रिविषमअक्षीय होते हैं और दूसरे प्रकार के मणिभ षट्फलकीय होते हैं। ये दोनों प्रकार के मणिभ प्रकृति में पाये जाते हैं। ये कृत्रिम रीति से भी तैयार हो सकते हैं। विलयन से साधारण तापक्रम पर जो मणिभ प्राप्त होते हैं वे दूसरे प्रकार के होते हैं और तप्त विलयन से जो मणिभ प्राप्त होते हैं वे पहले प्रकार के होते हैं।

कालसियम कार्बनेट जल में अविलेय होता है। १००० भाग जल में इस का केवल ०·००१८ भाग घुलता है। कार्बन डायक्साइड की उपस्थिति में यह कालसियम बाइ-कार्बनेट $Ca(HCO_3)_2$ में परिणत हो जाने के कारण यह अधिक विलेय होता है। अनेक स्रोतों और कूपों के जलों में कालसियम बाइ-कार्बनेट पाया जाता है।

५५०° श पर गरम करने से यह कालसियम आक्साइड और कार्बन-डायक्साइड में परिणत हो जाता है, किन्तु यह विच्छेदन तब तक पूर्णतया नहीं होता जब तक कार्बन डायक्साइड वहाँ से हटा न लिया जाय। कार्बन डायक्साइड के रहने से चूना और कार्बन डायक्साइड एक ओर और कालसियम कार्बनेट दूसरी ओर के बीच साम्य स्थापित हो जाता है जिससे कार्बनेट का विच्छेदन बन्द हो जाता है।

$$CaCO_3 \rightleftharpoons CaO + CO_2$$

कालसियम सल्फ़ेट, $CaSO_4$। कालसियम सल्फ़ेट जिपसम $CaSO_4\ 2H_2O$ के रूप में बहुत अधिकता से पाया जाता है। कालसियम क्लोराइड के विलयन में गन्धकाम्ल या किसी विलेय सल्फ़ेट के डालने से यह जल के कुछ अणुओं के साथ अवक्षिप्त हो जाता है। इस अवक्षेप को ११०° श से १२०° श तक गरम करने से इसके जल का कुछ अंश निकल-कर यह $CaSO_4\ H_2O$ में परिणत हो जाता है। २००° श पर यह अनार्द्र हो जाता है। जल लिया हुआ कालसियम सल्फ़ेट कुछ-कुछ जल में विलेय होता है। इसकी विलेयता ३५° श पर सबसे अधिक होती है।

इस तापक्रम पर इसके १ भाग को घुलाने के लिए प्रायः ४०० भाग जल की आवश्यकता होती है। इस तापक्रम के ऊपर इसकी विलेयता कम होती है और १००° श पर एक भाग को घुलाने के लिए ५०० भाग जल की आवश्यकता होती है। इस प्रकार इस सल्फ़ेट में उच्च तापक्रम पर कम और निम्न तापक्रम पर अधिक घुलने की विशेषता है। समाहृत गन्धकाम्ल में कालसियम सल्फ़ेट कुछ-कुछ घुलता है और इस विलयन के ठण्डा करने से $CaSO_4, H_2SO_4$ सङ्गठन के मणिभ पृथक् हो जाते हैं। कालसियम सल्फ़ेट के जल में घुले रहने से जल की स्थायी कठिनता होती है।

प्लास्टर ऑफ़ पेरिस। जल लिये हुए कालसियम सल्फ़ेट के गरम करने से यदि उसके जल का कुछ अंश निकलकर $2CaSO_4, H_2O$ में परिणत हो जाय तो इस प्रकार प्लास्टर ऑफ़ पेरिस प्राप्त होता है। जिप्सम को भट्टे में जलाने से यह प्राप्त होता है। भट्टे का तापक्रम १४०° श से ऊपर नहीं होना चाहिए। कालसियम सल्फ़ेट के साथ कार्बन का कोई अंश नहीं रहना चाहिए, नहीं तो कालसियम सल्फ़ेट, कालसियम सल्फ़ाइड में लघ्वीकृत हो जाता है। २००° श से ऊपर गरम होने से यह अनार्द्र हो जाता है। इस अनार्द्र कालसियम सल्फ़ेट में जम जाने के गुण का अभाव होता है।

प्लास्टर ऑफ़ पेरिस को जल के साथ लेई बनाकर छोड़ देने से कुछ ही मिनटों में यह जम जाता और धीरे-धीरे कठोर हो जाता है। अन्तिम क्रियाफल का सङ्गठन $CaSO_4, 2H_2O$ होता है। इस जमने में प्लास्टर कुछ फैलता है। यदि यह क्रिया किसी ढाँचे में हो तो सारा ढाँचा इससे पूर्णतया भर जाता है।

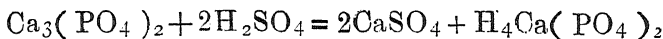
कालसियम अर्थो-फ़ास्फ़ेट $Ca_3(PO_4)_2$। कालसियम के फ़ास्फ़ेटों में यह सबसे अधिक महत्त्व का है। यह अनेक खनिजों में पाया जाता है। ओस्टियो-लाइट और केपियो-लाइट इसके प्रमुख खनिज हैं। कालसियम क्लोराइड के साथ-साथ क्लोर-एपेटाइट $3Ca_3(PO_4)_2 CaCl_2$ में और कालसियम फ़्लोराइड के साथ-साथ फ़्लोर-एपेटाइट

$3Ca_3(PO_4)_2, CaF_2$ में यह रहता है। हड्डियों का खनिज अवयव प्रधानतः यही होता है।

कालसियम क्लोराइड के विलयन में अमोनिया की उपस्थिति में सामान्य सोडियम फ़ास्फ़ेट के डालने से यह अवक्षिप्त होता है। उबालने पर यह अवक्षेप एक अविलेय भास्मिक लवण और एक विलेय आम्लिक लवण में विच्छेदित हो जाता है।

शुद्ध जल में यह अविलेय होता है पर सोडियम क्लोराइड और सोडियम नाइट्रेट के सदृश लवण लिये हुए जल में यह विलेय होता है। इसी गुण के कारण पौधे कालसियम फ़ास्फ़ेट के ग्रहण करने में समर्थ होते हैं।

यह शीघ्रता से नाइट्रिक या हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में विलेय होता है। गन्धकाम्ल के द्वारा निम्न-लिखित रीति से यह विच्छेदित हो जाता है—

$$Ca_3(PO_4)_2 + 2H_2SO_4 = 2CaSO_4 + H_4Ca(PO_4)_2$$

कालसियम सल्फ़ेट और मोनो-कालसियम अर्थो-फ़ास्फ़ेट का यह मिश्रण 'सुपर-फ़ास्फ़ेट औफ़ लाइम' या 'चूने का सुपर-फ़ास्फ़ेट' के नाम से बहुत अधिकता से खाद में व्यवहृत होता है।

कालसियम की पहचान और निर्धारण। बुंसेन ज्वालक की प्रकाशहीन ज्वाला में कालसियम के लवणों से ज्वाला किरमजी रङ्ग की होती है, पर इसका रङ्ग स्ट्रांशियम की अपेक्षा कुछ अधिक धुँधला और पीत आभा लिये हुए होता है। इसका वर्णपट बहुत मिश्रित होता है। इसमें दो नारङ्गी रङ्ग की रेखाएँ ६१८२ और ६२०२ तरङ्गदैर्ध्य की और एक हरे रङ्ग की रेखा ५५६३ तरङ्गदैर्ध्य की अधिक प्रमुख होती हैं।

कालसियम लवण के उदासीन या क्षारीय विलयन में अमोनियम आक्ज़लेट के द्वारा कालसियम आक्ज़लेट के रूप में कालसियम पूर्ण रूप से अवक्षिप्त हो जाता है। इस अवक्षेप को तीव्र आँच में गरम करने से यह CaO में परिणत हो जाता है। इस रूप में तौलकर साधारणतः कालसियम की मात्रा निर्धारित होती है।

काँच

काँच कालसियम और अलकली धातुओं के सिलिकेटों का मिश्रण है। अलकली धातुओं के सिलिकेट जल में विलेय होते हैं और क्षार-मृत्तिकाओं के सिलिकेट अम्लों से शीघ्रता से आक्रान्त होते हैं। पर काँच, जल और अम्लों में प्रायः अविलेय होता है यद्यपि क्षारों से यह कुछ-कुछ अवश्य आक्रान्त होता है। काँच में निम्न-लिखित अवयव होते हैं—

(१) सिलिका। बालू, स्फटिक या फूँका हुआ फ़्लिण्ट।

(२) चूना-पत्थर या खड़िया।

(३) पोटाश या सोडा।

सोडा-चूना काँच, पट्ट काँच, कोमल या गवाक्ष काँच। इस काँच से काँच की कोमल नलियाँ, खिड़कियों के काँच और अनेक प्रकार के पदार्थ बनते हैं। यह सोडियम कार्बनेट, कालसियम कार्बनेट और बालू के मिश्रण को १:१:७ अनुपात में मिलाकर गरम करने से प्राप्त होता है। उच्च तापक्रम पर सोडियम कार्बनेट का कार्बन डायक्साइड निकलता और फिर सोडियम सिलिकेट और कालसियम सिलिकेट का द्रव प्राप्त होता है। इस द्रव का सन्निकट सङ्गठन $Na_2CaSi_6O_{14}$ सूत्र द्वारा प्रकट किया जा सकता है। ठण्डे होने पर यह कठोर पारदर्शक घन में परिणत हो जाता है। यहाँ काँच अपेक्षाकृत निम्न तापक्रम पर पिघलता है और अन्य प्रकार के काँचों से सस्ता होता है। मृदु होने से यह सरलता से इच्छानुकूल फूँका या ढाँचे में ढाला जा सकता है।

पोटाश-चूना काँच, कठोर या बोहेमी काँच। यह पोटासियम कार्बनेट, कालसियम कार्बनेट और सिलिका के तीव्र आँच में गरम करने से प्राप्त होता है। यह उच्च तापक्रम पर पिघलता है। अन्य काँचों की अपेक्षा प्रति-कारकों से यह कम आक्रान्त होता है। इस कारण यह काँच प्रयोगशाला में उपकरणों, दहन-नलियों इत्यादि के निर्माण में प्रयुक्त होता है।

पोटाश-सीस काँच। यह लेड कार्बनेट, पोटासियम कार्बनेट और सिलिका के गरम करने से प्राप्त होता है। यह सरलता से पिघलता है।

इसका विशिष्ट घनत्व अधिक होता है। इसमें चमक और वर्त्तनाङ्क अधिक होता है। प्रतिकारकों से यह शीघ्र आक्रान्त होता है। अतः यह काँच रासायनिक उपकरणों के लिए प्रयुक्त नहीं हो सकता। यह सिंगार के काँच के सामानों के निर्माण में प्रयुक्त होता है। बोतली काँच सोडा-चूना काँच होता है। इसके निर्माण में सस्ती वस्तुएँ प्रयुक्त होती हैं। लोहे और अन्य अपद्रव्यों के कारण काँच का रङ्ग पीत कपिल या हरित होता है। प्रकाशयन्त्रों के लिए जो काँच प्रयुक्त होता है उसमें कुछ सिलिका के स्थान में बोरिक या फ़ास्फ़रिक अम्ल रहता है।

रङ्गीन काँच। स्वर्ण के क्लोराइड के लेशमात्र की उपस्थिति से काँच का रङ्ग सुन्दर माणिक्य रङ्ग का होता है। ताँबे या क्रोमियम के आक्साइड से काँच का रङ्ग हरा होता है। अण्टीमनी सल्फ़ाइड, सिल्वर बोरेट या कार्बनिक पदार्थ से काँच का रङ्ग पीत होता है। कोबाल्ट आक्साइड से काँच का रङ्ग नीला या आसमानी और मैंगनीज़ डायक्साइड से बैंगनी रङ्ग का होता है। लोहे के आक्साइड की अधिक मात्रा से काँच काला हो जाता है।

पोटाश-सीस काँच को धातुओं के आक्साइडों से रँगकर कृत्रिम जवाहिरात के रूप में प्रयुक्त करते हैं। दूध-काँच को सामान्य काँच में कालसियम फ़ास्फ़ेट के सदृश अविलेय चूर्ण को डालकर अपारदर्शक बनाते हैं।

फ़ेरस आक्साइड के रूप में लोहे के होने से काँच का रङ्ग बोतली होता है। इस बोतली रङ्ग के दूर करने के लिए साधारणतः थोड़ा मैंगनीज़ डायक्साइड डालते हैं। इस मैंगनीज़ डायक्साइड की दो प्रकार की क्रियाएँ होती हैं। एक तो यह फ़ेरस आक्साइड को फ़ेरिक आक्साइड में परिणत कर देता है। फ़ेरिक आक्साइड से काँच का रङ्ग पीला होता है। यदि फ़ेरिक आक्साइड की मात्रा थोड़ी है तो यह पीला रङ्ग कदाचित् ही मालूम होता है। दूसरे मैंगनीज़ डायक्साइड काँच को बैंगनी रङ्ग प्रदान करता है। यह बैंगनी रङ्ग लोहे के पीत रङ्ग को उदासीन कर देता है।

काँच अमणिभीय घन होता है। इसका द्रवणाङ्क निश्चित नहीं होता। गरम करने से यह पहले कोमल होता है, फिर सान्द्र होता है और अन्त में धीरे-धीरे पिघलता है। इसके प्रसार का गुणक अपेक्षाकृत अधिक होता है। अतः काँच के पात्रों को बहुत धीरे-धीरे गरम या ठण्डा करने की आवश्यकता होती है। नहीं तो ठण्डा करने में पहले बाह्य तल के ठण्डे हो जाने पर वह कठोर हो जाता है और तब आभ्यन्तर भाग के ठण्डे होने पर वह सिकुड़ने के योग्य नहीं होता। इससे उस पर बहुत दबाव पड़ता है। शीघ्रता से ठण्डा किया हुआ काँच बहुत थोड़े क्षोभ से बहुधा चटक जाता है। इस कारण काँच को साधारणतः भट्टियों के एक विशेष कक्ष में गरम करके बहुत धीरे-धीरे ठण्डा करते हैं। इस क्रिया को काँच का उपचार करना कहते हैं।

निम्न-लिखित सारिणी में भिन्न-भिन्न प्रकार के काँचों के सङ्गठन दिये हुए हैं—

	सिलिका	पोटाश	सोडा	चूना और मैगनीशिया	लेड आक्साइड	अलुमिनियम और लोहे के आक्साइड
सामान्य बोतली काँच	६५·५	२·७	४·६	२०·४	—	६·१
गवाक्ष काँच	७०·७	—	१३·३	१३·४	—	१·६
फ़्लिण्ट काँच	५०·२	११·२	—	—	३८·१	०·५
रासायनिक उपकरण के गलनीय काँच	७०·५	२·१	१७·२	८·७	—	१·०
दहन-नलियों के अगलनीय काँच	७३·१	११·५	३·१	१०·७	—	०·६

स्ट्रांशियम

संकेत, Sr; परमाणुभार = ८७·६

उपस्थिति। इस धातु का नाम स्ट्रांशियम इसलिए पड़ा कि इस धातु का खनिज स्ट्रांशिनाइट पहले-पहल सन् १७८७ ई० में स्ट्रांशियन नामक ग्राम में पाया गया था। स्ट्रांशियम के प्रमुख खनिज स्ट्रांशियनाइट $SrCO_3$ और सेलेस्टाइन $SrSO_4$ हैं। बेराइटो-सेलेस्टाइन के नाम से बेरियम और स्ट्रांशियम सल्फेट का समरूपी मिश्रण प्राप्त होता है।

धातु प्राप्त करना। स्ट्रांशियम हाइड्राक्साइड के विद्युत-विच्छेदन से स्ट्रांशियम पहले-पहल डेवी के द्वारा प्राप्त हुआ था। स्ट्रांशियम क्लोराइड के विद्युत्-विच्छेदन से अधिक सुविधा से यह प्राप्त हो सकता है। स्ट्रांशियम हाइड्राइड SrH_2 को शून्य में गरम करने से शुद्ध स्ट्रांशियम प्राप्त होता है।

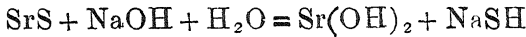
स्ट्रांशियम चाँदी सी श्वेत धातु है। यह ८००° श पर पिघलता और वायु से शीघ्र ही आक्रान्त हो जाता है। साधारण तापक्रम पर यह जल को विच्छेदित करता है। हाइड्रोजन के आवरण में गरम करने से यह स्ट्रांशियम हाइड्राइड SrH_2 बनता है।

आक्साइड। स्ट्रांशियम के दो आक्साइड होते हैं। स्ट्रांशियम मनाक्साइड (स्ट्रांशिया) SrO नाइट्रेट या कार्बनेट के गरम करने से प्राप्त होता है। बड़ी मात्रा में स्ट्रांशियम कार्बनेट पर अतितप्त जलवाष्प की क्रिया से यह प्राप्त होता है। इससे कार्बन डायक्साइड निकल जाता है और स्ट्रांशियम हाइड्राक्साइड रह जाता है। इस हाइड्राक्साइड के फूँकने से आक्साइड प्राप्त होता है। इसके गुण चूने के गुण के समान ही होते हैं। यह चूने से अधिक विलेय होता है।

स्ट्रांशियम हाइड्राक्साइड शर्करा के साथ संयुक्त हो अविलेय स्ट्रांशियम सैकेरेट बनता है। यह सैकेरेट शीघ्रता से कार्बन डायक्साइड के द्वारा शर्करा और स्ट्रांशियम हाइड्राक्साइड में विच्छेदित हो जाता है। अतः

चुकन्दर से शर्करा के निर्माण में जूसी से शर्करा को पृथक् करने में यह विधि प्रयुक्त होती है।

इस काम के लिए बड़ी मात्रा में स्ट्रांशियम हाइड्राक्साइड प्राकृतिक स्ट्रांशियम सल्फेट से प्राप्त होता है। स्ट्रांशियम सल्फेट को कोयले के साथ गरम करने से यह स्ट्रांशियम सल्फ़ाइड में परिणत हो जाता है। इस स्ट्रांशियम सल्फ़ाइड पर सोडियम हाइड्राक्साइड की क्रिया से स्ट्रांशियम हाइड्राक्साइड प्राप्त होता है।

$$SrS + NaOH + H_2O = Sr(OH)_2 + NaSH$$

स्ट्रांशियम डायक्साइड, स्ट्रांशियम क्लोराइड और स्ट्रांशियम नाइट्रेट उसी प्रकार प्राप्त होते हैं जिस प्रकार कालसियम के यौगिक प्राप्त होते हैं। इनके गुण भी कालसियम के यौगिकों के गुण के समान ही होते हैं।

स्ट्रांशियम नाइट्रेट के मणिभ $Sr(NO_3)_2, 4H_2O$ को वायु में खुला रखने से वे प्रस्फुटित होते हैं। कार्बन वा अन्य किसी दहनशील पदार्थ के साथ गरम करने से यह मिश्रण शीघ्रता से सुन्दर रक्त वर्ण की ज्वाला में जल उठता है। इस कारण स्ट्रांशियम नाइट्रेट बहुत अधिकता से आतशबाज़ी में रक्त वर्ण की अग्नि या ज्वाला उत्पन्न करने में प्रयुक्त होता है।

स्ट्रांशियम की पहचान और निर्धारण। स्ट्रांशियम के लवणों से ज्वालक की ज्वाला सुन्दर रक्त वर्ण की होती है। इसके वर्णपट में ६०५६ तरङ्गदैर्घ्य की नारङ्गी रङ्ग की रेखा और ६६६४ और ६४६४ तरङ्ग-दैर्घ्य की रक्त वर्ण की रेखाएँ और ४६०७ तरङ्गदैर्घ्य की नीली रेखा होती हैं।

इसके उदासीन या क्षारीय विलयन में अमोनियम कार्बनेट के डालने से स्ट्रांशियम कार्बनेट अवक्षिप्त हो जाता है।

स्ट्रांशियम सल्फेट जल में बहुत थोड़ा घुलता है। १ भाग $SrSO_4$ ६००० भाग जल में घुलता है। अलकोहल की उपस्थिति में स्ट्रांशियम सल्फेट पूर्ण रूप से अवक्षिप्त हो जाता है। साधारणतः इसी विधि से

स्ट्रांशियम की मात्रा निर्धारित होती है। स्ट्रांशियम नाइट्रेट अलकोहल में अविलेय होता है। अतः इस क्रिया के द्वारा स्ट्रांशियम को कालसियम से पृथक करते हैं (कालसियम नाइट्रेट अलकोहल में विलेय होता है)।

बेरियम

संकेत, Ba; परमाणुभार = १३७·४

उपस्थिति। बेरियम के सबसे अधिक महत्व के खनिज हेवीस्पार $BaSO_4$ और विदेराइट $BaCO_3$ हैं। कालसियम कार्बनेट के साथ बेराइटो-कालसाइट $BaCO_3, CaCO_3$ खनिज में बेरियम कार्बनेट रहता है। बहुत थोड़ी-थोड़ी मात्रा में बेरियम खनिज जल और समुद्र जल में पाया जाता है।

धातु प्राप्त करना। बेरियम धातु उसी प्रकार से प्राप्त होती है जिस प्रकार से कालसियम धातु प्राप्त होती है। इसके गुण भी कालसियम के गुण के समान ही होते हैं।

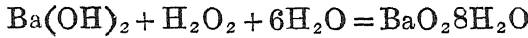
आक्साइड। बेरियम के दो आक्साइड होते हैं। एक बेरियम मनाक्साइड BaO और दूसरा बेरियम डायक्साइड या बेरियम पेराक्साइड BaO_2।

बेरियम मनाक्साइड, BaO। बेरियम नाइट्रेट के गरम करने से साधारणतः बेरियम मनाक्साइड प्राप्त होता है। बेरियम नाइट्रेट के पिघलने पर उससे आक्सिजन और नाइट्रोजन के आक्साइड निकलते और कुछ भूरे रङ्ग का श्वेत भङ्गुर आक्साइड रह जाता है। बेरियम कार्बनेट के गरम करने से भी यह आक्साइड प्राप्त होता है पर यहाँ तापक्रम ऊँचा होना चाहिए, नहीं तो कार्बन डायक्साइड नहीं निकलता। कार्बनेट को कजली या टार या अन्य कार्बन देनेवाले पदार्थों के साथ गरम करने से विच्छेदन शीघ्रता से होता है और कार्बन मनाक्साइड निकलता है।

$$BaCO_3 + C = BaO + 2CO$$

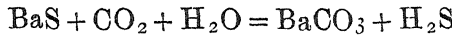
बेरियम मनाक्साइड प्रबल दाहक होता है। इसमें क्षारीय गुण होते हैं। धुँधले रक्तताप पर यह वायु से आक्सिजन को ग्रहण कर बेरियम पेराक्साइड में परिणत हो जाता है। इस विधि से आक्सिजन तैयार करने का वर्णन प्रथम भाग में हो चुका है।

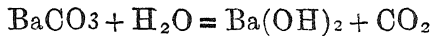
बेरियम डायक्साइड या बेरियम पेराक्साइड, BaO_2। यह बेरियम मनाक्साइड से प्राप्त हो सकता है। बेरियम हाइड्राक्साइड के विलयन में हाइड्रोजन पेराक्साइड डालने से बेरियम डायक्साइड के मणिभ प्राप्त होते हैं।

$$Ba(OH)_2 + H_2O_2 + 6H_2O = BaO_2 8H_2O$$

शून्य में १३०° श तक गरम करने से इसका जल निकल जाता है और यह अनार्द्र पेराक्साइड में परिणत हो जाता है।

बेरियम पेराक्साइड भूरे रङ्ग का चूर्ण होता है। गरम करने से यह मनाक्साइड और आक्सिजन में विच्छेदित हो जाता है। समाहृत गन्धकाम्ल की क्रिया से इससे ओज़ोन-घटित आक्सिजन प्राप्त होता है।

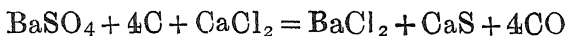
बेरियम हाइड्राक्साइड, $Ba(OH)_2$। बेरियम मनाक्साइड के जल में बुझाने से यह प्राप्त होता है। पीसे हुए प्राकृतिक बेरियम सल्फ़ेट को कोयले के साथ गरम करने से बेरियम सल्फ़ाइड प्राप्त होता है। इस बेरियम सल्फ़ाइड को आर्द्र कार्बन डायक्साइड के प्रवाह में गरम करने से यह बेरियम कार्बनेट में परिणत हो जाता है।

$$BaS + CO_2 + H_2O = BaCO_3 + H_2S$$

इस कार्बनेट पर अतितप्त जल-वाष्प की क्रिया से यह हाइड्राक्साइड में परिणत हो जाता है।

$$BaCO_3 + H_2O = Ba(OH)_2 + CO_2$$

बेरियम हाइड्राक्साइड जल में विलेय होता है। इस विलयन को बेराइटा का जल कहते हैं। यह कार्बन डायक्साइड का शोषण कर बेरियम कार्बनेट में परिणत हो जाता है। बेरियम के अन्य लवण बेरियम हाइड्रा-

क्साइड पर अम्लों की क्रिया से प्राप्त होते हैं। बेरियम के लवण बहुत विषाक्त होते हैं। पहले यह शर्करा-शोधन में व्यवहृत होता था किन्तु विषाक्त होने के कारण अब इस काम में यह प्रयुक्त नहीं होता। इसके स्थान में अब स्ट्रांशियम हाइड्राक्साइड प्रयुक्त होता है।

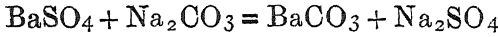
बेरियम क्लोराइड, $BaCl_2$। बेरियम आक्साइड या बेरियम कार्बनेट को हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में घुलाने से बेरियम क्लोराइड प्राप्त होता है। पीसे हुए कोयले और कालसियम क्लोराइड के साथ बेरियम सल्फ़ेट को फूँकने और फूँके हुए ढेर को जल में घुलाकर बेरियम क्लोराइड के मणिभ पृथक् कर लेने से बड़ी मात्रा में यह प्राप्त होता है।

$$BaSO_4 + 4C + CaCl_2 = BaCl_2 + CaS + 4CO$$

इसके मणिभ रङ्गहीन और समचतुर्भुजीय होते हैं। यह प्रस्वेद्य नहीं होता। जल में यह विलेय होता है, पर कालसियम क्लोराइड से कम। हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में यह प्रायः पूर्णतया अविलेय होता है। इसके जलीय विलयन में हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के डालने से यह अवक्षिप्त हो जाता है। पिगमेंट के रूप में व्यवहृत होने के लिए शुद्ध बेरियम सल्फ़ेट के तैयार करने में यह प्रयुक्त होता है।

बेरियम सल्फ़ेट, $BaSO_4$। बेरियम सल्फ़ेट प्रकृति में बहुत अधिकता से पाया जाता है। साधारणतः बड़े-बड़े समचतुर्भुजीय मणिभों में यह पाया जाता है। इस खनिज का विशिष्ट घनत्व ४·३ से ४·७ तक होता है। भारी होने के कारण इसे हेवीस्पार या भारी स्पार कहते हैं।

किसी बेरियम लवण के विलयन में गन्धकाम्ल या विलेय सल्फ़ेट के विलयन डालने से इसका भारी अवक्षेप प्राप्त होता है। इस विधि से बेरियम की मात्रा निर्धारित भी होती है। यह जल में अविलेय होता है पर तनु अम्लों में बहुत थोड़ा घुलता है। तप्त समाहृत गन्धकाम्ल में यह शीघ्रता से घुल जाता है और इस विलयन के ठण्डा करने से $BaSO_4, H_2SO_4$ के मणिभ प्राप्त होते हैं।

बेरियम सल्फ़ेट को कार्बन के साथ गरम करने से यह बेरियम सल्फ़ाइड में और सोडियम कार्बनेट के साथ पिघलाने से यह बेरियम कार्बनेट में परिणत हो जाता है।

$$BaSO_4 + Na_2CO_3 = BaCO_3 + Na_2SO_4$$

पिघले हुए ढेर को जल के साथ उबालने से सोडियम सल्फ़ेट घुलकर निकल जाता है और फिर अवशिष्ट कार्बनेट को हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में घुलाकर बेरियम क्लोराइड या नाइट्रिक अम्ल में घुलाकर बेरियम नाइट्रेट प्राप्त करते हैं।

बेरियम सल्फ़ेट बहुत अधिकता से स्थायी सफ़ेदा के नाम से पिगमेंट में व्यवहृत होता है।

बेरियम नाइट्रेट $Ba(NO_3)_2$ । बेरियम कार्बनेट या बेरियम सल्फ़ाइड को तनु नाइट्रिक अम्ल में घुलाने से बेरियम नाइट्रेट प्राप्त होता है। सोडियम नाइट्रेट और बेरियम क्लोराइड के तप्त संतृप्त विलयन के मिलाने से भी युग्म विच्छेदन द्वारा बेरियम नाइट्रेट प्राप्त होता है।

बेरियम नाइट्रेट बड़े-बड़े रङ्गहीन अष्टफलकीय मणिभों में प्राप्त होता है। १०० भाग जल में साधारण तापक्रम पर ९ भाग और १००° श पर ३२·२ भाग बेरियम नाइट्रेट का घुलता है। नाइट्रिक अम्ल में इसकी विलेयता बहुत कम हो जाती है। गरम करने से यह बेरियम आक्साइड, नाइट्रोजन पेराक्साइड, आक्सिजन और नाइट्रोजन में विच्छेदित हो जाता है। यह आतशबाज़ी में हरी आग उत्पन्न करने के लिए प्रयुक्त होता है। आजकल इसके स्थान में बेरियम क्लोरेट $Ba(ClO_3)_2$ अधिक प्रयुक्त होता है। यह क्लोरिक अम्ल पर बेरियम कार्बनेट की क्रिया से या बेरियम हाइड्राक्साइड पर क्लोरीन की क्रिया से प्राप्त हो सकता है।

बेरियम की पहचान और निर्धारण । बेरियम लवणों से बुंसेन ज्वालक की ज्वाला बहुत हरे रङ्ग की होती है। इसके वर्णपट में ५५२६ तरङ्गदैर्घ्य की हरी रेखा, ५८८१ तरङ्गदैर्घ्य की पीत रेखा और ६०४४ तरङ्गदैर्घ्य की नारङ्गी रेखा होती है।

बेरियम सल्फेट के रूप में यह शीघ्रता से अवक्षिप्त हो जाता है और इसी रूप में साधारणतः बेरियम की मात्रा निर्धारित होती है।

ऐसिटिक अम्ल की उपस्थिति में बेरियम, बेरियम क्रोमेट के रूप में, पोटासियम क्रोमेट के द्वारा अवक्षिप्त हो जाता है। कालसियम और स्ट्रांशियम क्रोमेट इस दशा में अवक्षिप्त नहीं होते। इस क्रिया के द्वारा बेरियम, स्ट्रांशियम और कालसियम से पृथक् किया जाता है।

कालसियम, स्ट्रांशियम और बेरियम की तुलना

इन तीनों धातुओं के लवण प्रकृति में साथ-साथ पाये जाते हैं। इनके पिघले हुए क्लोराइडों के विद्युत्-विच्छेदन से धातुएँ प्राप्त होती हैं।

ये तीनों धातुएँ कोमल, घनवर्धनीय, चमकीली और श्वेत होती हैं। ये धातुएँ जल को साधारण तापक्रम पर विच्छेदित करती हैं। ये वायु या आक्सिजन से शीघ्र ही आक्रान्त हो आक्साइड में परिणत हो जाती हैं। ये धातुएँ सोडियम और पोटासियम से कम सक्रिय होती हैं और बन्द बोतलों में सुरक्षित रखी जा सकती हैं। इन धातुओं के भौतिक गुणों में क्रमबद्धता होती है।

ये सब धातुएँ द्विबन्धक होती हैं और इनके लवणों के सामान्य रूप RCl_2, RCO_3, RSO_4 इत्यादि होते हैं।

इनके आक्साइड जल में विलेय होते और इस प्रकार विलीन हो हाइड्राक्साइड बनते हैं। ये हाइड्राक्साइड अलकली धातुओं के हाइड्राक्साइडों से कम विलेय और कम दाहक होते हैं। कालसियम से स्ट्रांशियम और स्ट्रांशियम से बेरियम के हाइड्राक्साइडों की विलेयता अधिक होती है।

ये सब धातुएँ पेराक्साइड बनती हैं। केवल बेरियम पेराक्साइड शुष्क रीति से भी मनाक्साइड को वायु में गरम करने से प्राप्त होता है। अन्य पेराक्साइड आर्द्र रीति से ही प्राप्त होते हैं।

इन सब धातुओं के कार्बनेट रक्तताप पर विच्छेदित हो जाते हैं।

इनके हैलाइड लवण (फ्लोराइड के सिवा) और नाइट्रेट जल में विलेय होते हैं। पर फ्लोराइड, कार्बनेट, फ़ास्फ़ेट और सल्फ़ेट जल में अविलेय या बहुत कम विलेय होते हैं।

इन धातुओं के लवण ज्वाला को विशिष्ट रङ्ग प्रदान करते हैं। कालसियम का रङ्ग नारङ्गी रक्त, स्ट्रांशियम का गाढ़ा रक्त और बेरियम का हरे रङ्ग का होता है।

प्रश्न

१—कालसियम और बेरियम के निम्न-लिखित यौगिकों के तैयार करने की विधि का वर्णन करो—(क) आक्साइड, (ख) हाइड्राक्साइड, (ग) क्लोराइड, (घ) सल्फ़ेट, (च) कार्बनेट। एक सारिणी में कालसियम यौगिकों के गुणों का बेरियम यौगिकों के गुणों के साथ तुलना करो। (बम्बई, १९१४)

२—कालसियम के कौन-कौन प्रमुख खनिज प्रकृति में पाये जाते हैं ? कालसियम कारबाइड और प्लास्टर ऑफ़ पेरिस कैसे तैयार होते हैं ? उनके प्रयोग क्या हैं ?

३—ब्लीचिङ्ग पाउडर कैसे तैयार होता है ? इसके सङ्गठन के सम्बन्ध में क्या जानते हो ?

४—ब्लीचिङ्ग पाउडर किस काम में प्रयुक्त होता है ? इसकी जल और अम्लों पर क्या क्रियाएँ होती हैं ? इससे आक्सिजन कैसे तैयार होता है ?

५—कालसियम कार्बनेट, बुझे हुए चूने और चूना कली के गुणों की तुलना करो। ये एक दूसरे में कैसे परिणत हो सकते हैं ?

६—कालसियम धातु कैसे तैयार होती है ? इसके क्या-क्या गुण हैं ? कालसियम की हाइड्रोजन, नाइट्रोजन और कार्बन पर क्या क्रियाएँ होती हैं ?

७—गारे और सिमेंट के रासायनिक सङ्गठन क्या हैं ? ये कैसे तैयार होते हैं ? इनके जमने के समय क्या रासायनिक क्रियाएँ होती हैं ? सामान्य और जल के सिमेंट में क्या भेद है ?

८—चूने के दूध पर क्लोरीन की (क) ठण्डे में (ख) उच्च तापक्रम पर और बुझे हुए चूने पर क्लोरीन की क्या क्रियाएँ होती हैं? इन क्रियाओं को समीकरण द्वारा प्रकट करो।

९—कालसियम सल्फ़ेट प्रकृति में किस रूप में पाया जाता है? यह कैसे तैयार होता है? इसमें और प्लास्टर ऑफ़ पेरिस में क्या भेद है? प्लास्टर ऑफ़ पेरिस कैसे तैयार होता है? इसके गुण क्या हैं?

१०—बेरियम सल्फ़ेट से बेरियम सल्फ़ाइड, बेरियम क्लोराइड और बेरियम नाइट्रेट कैसे तैयार करोगे? इन यौगिकों के क्या-क्या प्रयोग हैं?

११—हड्डी से कालसियम सल्फ़ेट और सुपर सल्फ़ेट ऑफ़ लाइम कैसे तैयार होता है।

१२—कालसियम, स्ट्रांशियम और बेरियम के लवण तुम्हें दिये जाते हैं। तुम कैसे पहचानोगे कि कौन लवण किस धातु के हैं?

१३—क्षार-मृत्तिका की धातुओं और उनके लवणों में क्या-क्या समानताएँ और क्या-क्या पार्थक्य हैं?

परिच्छेद १५

द्वितीय वर्ग (ख)। मैगनीसियम वर्ग

मैगनीसियम, यशद, कैडमियम, पारद

मैगनीसियम

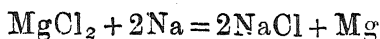
सङ्केत, Mg; परमाणु-भार = २४.०

उपस्थिति । मैगनीसियम मुक्तावस्था में नहीं पाया जाता । इसके यैागिक बहुत फैले हुए पाये जाते हैं । कार्बनेट के रूप में मैगनीसाइट $MgCO_3$ के नाम से यह पाया जाता है । डोलोमाइट कालसियम कार्बनेट और मैगनीसियम कार्बनेट $MgCO_3, CaCO_3$ का यैागिक है । इप्सम लवण ($MgSO_4, 7H_2O$) के नाम से सल्फ़ेट के रूप में पाया जाता है । स्टास्फ़र्ट निःक्षेप में कारनेलाइट $MgCl_2, KCl6H_2O$ मैगनीसियम क्लोराइड और पेाटासियम क्लोराइड के युग्म लवण के रूप में पाया जाता है । अस्बेस्टस, टाल्क इत्यादि में मैगनीसियम, सिलिकेट के रूप में रहता है ।

समुद्र के जल में मैगनीसियम क्लोराइड रहता है । समुद्र के जल से नमक निकाल लेने पर जो विलयन बच जाता है उससे २३०० टन मैगनीसियम क्लोराइड कच्छ के रान नामक स्थान में १९२१–१९२२ ई० में प्राप्त हुआ था । गुजरात के ध्रगन्द्रा में भी पर्याप्त मैगनीसियम क्लोराइड तैयार होता है । सलेम, मद्रास और मैसूर के निकट मैगनीसाइट का निःक्षेप विद्यमान है ।

इतना विस्तृत होने के कारण पैाधों के तन्तुओं और पशुओं की हड्डियों में चूने के लवण के साथ-साथ मैगनीसियम का लवण भी पाया जाता है ।

मैगनीसियम प्राप्त करना। पिघले हुए मैगनीसियम क्लोराइड के विद्युत्-विच्छेदन से बुंसेन द्वारा मैगनीसियम प्राप्त हुआ था। पीछे मैगनीसियम क्लोराइड को सोडियम धातु के साथ गरम करने से मैगनीसियम धातु प्राप्त हुई थी।

$$MgCl_2 + 2Na = 2NaCl + Mg$$

इस प्रकार से प्राप्त धातु का स्रवण के द्वारा शोधन होता है।

आजकल पिघले हुए कारनेलाइट के विद्युत्-विच्छेदन से मैगनीसियम प्राप्त होता है। लोहे के पात्र में कारनेलाइट को पिघलाते हैं। लोहे का यह पात्र ऋण-विद्युत्द्वार होता है। चीनी की नली में प्रविष्ट कार्बन का छड़ धन-विद्युत्द्वार होता है। इस चीनी की नली द्वारा क्लोरीन गैस बाहर निकलती है। पात्र के पेंदे में मैगनीसियम इकट्ठा होता है। इसको कारनेलाइट के साथ पिघलाने से यह शोधित होता है। इसे तब ढाँचे में ढालकर ईंट में प्राप्त करते हैं।

गुण। मैगनीसियम चाँदी सी श्वेत धातु है जो शुष्क वायु में धुँधली नहीं होती पर वायु और जल-वाष्प से उसके ऊपर आक्साइड का आवरण चढ़ जाता है। यह कुछ घनवर्धनीय और उच्च तापक्रम पर तन्य होता है और सरलता से तार या रिबन में बनाया जा सकता है। रक्त-ताप पर यह पिघलता है और इससे उच्च तापक्रम पर स्रवित किया जा सकता है। वायु या आक्सिजन में गरम करने से तीव्र प्रकाश के साथ यह जलता है। कार्बन डायक्साइड में गरम करने पर भी यह उसमें जलता और कार्बन पृथक् हो जाता है।

मैगनीसियम तप्त जल को धीरे-धीरे विच्छेदित करता है। जल-वाष्प में गरम करने से मैगनीसियम जलने लगता है। इस प्रकार जलने से मैगनीसियम आक्साइड बनता है। मैगनीसियम शीघ्रता से तनु अम्लों में विलीन होता है और इससे हाइड्रोजन निकलता है। मैगनीसियम को नाइट्रोजन में गरम करने से मैगनीसियम नाइट्राइड Mg_3N_2 बनता है। मैगनीसियम के

द्वारा वायु का नाइट्रोजन इस प्रकार निकालकर आर्गन और इस वर्ग के अन्य गैसों को नाइट्रोजन से पृथक् करते हैं। उच्च तापक्रम पर धातुओं के आक्साइडों को मैगनीसियम के साथ गरम करने से उन आक्साइडों के आक्सिजन को मैगनीसियम ले लेता है और इस प्रकार वे लघ्वीकृत हो जाते हैं। इस रीति से बोरन और सिलिकन तत्त्व प्राप्त होते हैं। तीव्र प्रकाश उत्पन्न करने के कारण मैगनीसियम प्रकाश-चिह्न के लिए और आतशबाज़ी में प्रयुक्त होता है।

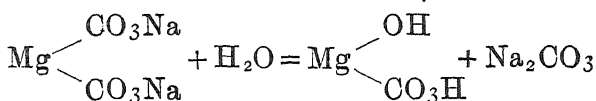
मैगनीसियम आक्साइड, MgO । मैगनीसियम को वायु या आक्सिजन में जलाने से मैगनीसियम आक्साइड प्राप्त होता है। मैगनीसियम कार्बनेट या नाइट्रेट के गरम करने से भी आक्साइड प्राप्त होता है।

मैगनीसियम आक्साइड जल में कुछ-कुछ विलेय होता है। यह विलयन दुर्बल क्षारीय होता है। जल के साथ यह आक्साइड मैगनीसियम हाइड्राक्साइड $Mg(OH)_2$ बनता है। मैगनीसियम क्लोराइड के विलयन में अलकली क्षारों या अमोनिया के डालने से मैगनीसियम हाइड्राक्साइड अवक्षिप्त हो जाता है। अमोनियम क्लोराइड की उपस्थिति में अमोनिया से अवक्षेप नहीं आता। मैगनीसियम हाइड्राक्साइड प्रायः अविलेय होता है।

मैगनीशिया (मैगनीसियम आक्साइड) औषधों में, अगलनीय होने के कारण घरिया (मूषा) बनाने में, भट्ठियों में टिपकारी करने में और अग्नि-जित ईंटों के बनाने में प्रयुक्त होता है। ड्रमोंड प्रकाश में, पेंसिल के रूप में यह काम आता है।

मैगनीसियम कार्बनेट, $MgCO_3$ । मैगनीसाइट के नाम से मैगनीसियम कार्बनेट प्रकृति में पाया जाता है। मैगनीसियम लवण के विलयन में सोडियम कार्बनेट के विलयन से सामान्य लवण नहीं प्राप्त होता बल्कि भास्मिक लवण अवक्षिप्त होता है। इस भास्मिक लवण का संगठन तापक्रम और प्रतिकारकों के समाहरण से भिन्न-भिन्न होता है। ऐसा मालूम होता है कि मैगनीसियम लवण और सोडियम कार्बनेट की क्रिया से पहले युग्म

लवण $Mg(CO_3Na)_2$ बनता है और फिर यह जल के द्वारा भास्मिक लवण में परिणत हो जाता है।

$$Mg\begin{matrix} CO_3Na \\ CO_3Na \end{matrix} + H_2O = Mg\begin{matrix} OH \\ CO_3H \end{matrix} + Na_2CO_3$$

यदि इस अवक्षेप को जल में आस्तस्त कर जल को कार्बन डायक्साइड के द्वारा संतृप्त करें तो यह भास्मिक लवण जल में घुल जाता है। इस विलयन को ३००° श तक दबाव में गरम करने से कार्बन डायक्साइड निकलकर यह सामान्य कार्बनेट में परिणत हो जाता है।

मैगनीसियम कार्बनेट जल में अविलेय होता है पर अमोनियम लवणों की उपस्थिति में युग्म लवणों के बनने के कारण घुल जाता है। इस कारण अमोनियम कार्बनेट के द्वारा मैगनीसियम लवणों से मैगनीसियम कार्बनेट अवक्षिप्त नहीं होता। मैगनीसियम कार्बनेट के कारण जल में अस्थायी कठोरता होती है।

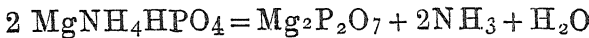
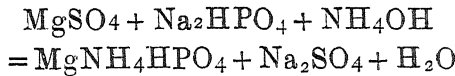
मैगनीसियम क्लोराइड, $MgCl_2$। मैगनीसियम आक्साइड या मैगनीसियम कार्बनेट या स्वयं मैगनीसियम धातु को हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में घुलाने और विलयन को समाहृत करने से $MgCl_2\ 6H_2O$ सङ्गठन के मणिभ प्राप्त होते हैं। ये मणिभ प्रस्वेद्य होते हैं। इन मणिभों के गरम करने से जल और हाइड्रोक्लोरिक अम्ल दोनों निकल जाते हैं और मैगनीसियम का केवल आक्साइड रह जाता है। अतः मणिभों के गरम करने से अनार्द्र मैगनीसियम क्लोराइड नहीं प्राप्त होता। अनार्द्र मैगनीसियम क्लोराइड धातु को क्लोरीन में गरम करने से या मैगनीसियम क्लोराइड के मणिभों को हाइड्रोक्लोरिक अम्ल गैस में गरम करने से प्राप्त होता है। मैगनीसियम क्लोराइड और नौसादर के विलयन को गरम कर सुखा देने और फिर फूँकने से मैगनीसियम और अमोनियम का युग्म लवण, अनार्द्र क्लोराइड, $MgCl_2, 2NH_4Cl$ प्राप्त होता है। इस अनार्द्र लवण को गरम करने से अमोनियम क्लोराइड उड़ जाता है और अनार्द्र मैगनीसियम क्लोराइड रह जाता है।

रूई के सूतों के चिकनाने में मैगनीसियम क्लोराइड प्रयुक्त होता है। मैगनीसियम क्लोराइड के विलयन को मैगनीसियम आक्साइड के साथ मिलाने से कुछ घण्टों में यह इतना कठोर हो जाता है कि इस पर पालिश किया जा सकता है। सोरेल सिमेंट के नाम से कृत्रिम पत्थरों और गचों के निर्माण में यह प्रयुक्त होता है। मैगनीसियम आक्सी-क्लोराइड के गरम करने से क्लोरीन और हाइड्रोक्लोरिक अम्ल निकलता है। यह क्रिया वेल्डन-पेकनी विधि में क्लोरीन प्राप्त करने के लिए प्रयुक्त होती है।

मैगनीसियम सल्फ़ेट, $MgSO_4$। किसेराइट खनिज, $MgSO_4 H_2O$, और अनेक खनिज स्रोतों में यह पाया जाता है। मैगनीसाइट पर तनु गन्धकाम्ल की क्रिया से यह बनता है। विलयन को समाहृत कर ठण्डा करने से इपसम लवण या मणिभीय मैगनीसियम सल्फ़ेट $MgSO_4, 7H_2O$ पृथक् हो जाता है। ३०° श पर विलयन से $MgSO_4, 6H_2O$ के मणिभ पृथक् होते हैं।

इसका स्वाद तीता होता है, और यह रेचक औषधों में प्रयुक्त होता है। यह भी रूई के सूतों के चिकनाने और रङ्गसाज़ी में व्यवहृत होता है।

मैगनीसियम पाइरो-फ़ास्फ़ेट $Mg_2P_2O_7$। अमोनिया और अमोनियम क्लोराइड की उपस्थिति में मैगनीसियम लवणों के विलयन में सोडियम हाइड्रोजन फ़ास्फ़ेट के डालने से मैगनीसियम अमोनियम फ़ास्फ़ेट, $MgNH_4HPO_4$, अवक्षिप्त हो जाता है। इस अवक्षेप के गरम करने से यह मैगनीसियम पाइरो-फ़ास्फ़ेट में परिणत हो जाता है। इस विधि से मैगनीसियम पहचाना जाता है और इसकी मात्रा निर्धारित होती है।

$$MgSO_4 + Na_2HPO_4 + NH_4OH$$
$$= MgNH_4HPO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$$
$$2\,MgNH_4HPO_4 = Mg_2P_2O_7 + 2NH_3 + H_2O$$

मैगनीसियम की पहचान और निर्धारण। साधारणतः मैगनीसियम अन्य लवणों से अमोनियम मैगनीसियम फ़ास्फ़ेट के रूप में पृथक्

किया जाता है। मैगनीसियम लवणों को कोयले पर गरम करने से यह चमकता और अवशिष्ट भाग को कोबाल्ट नाइट्रेट से भिगोकर तप्त करने से हलका गुलाबी रङ्ग प्राप्त होता है। पाइरो-फ़ास्फ़ेट के रूप में मैगनीसियम की मात्रा निर्धारित होती है।

यशद

संकेत, Zn; परमाणु-भार = ६५·३७

उपस्थिति। यशद साधारणतः मुक्तावस्था में नहीं पाया जाता। इसके यौगिकों में ज़िङ्क सल्फ़ाइड या ज़िङ्क ब्लेंड, ZnS, ज़िङ्क कार्बनेट या कालामाइन या ज़िङ्कस्पार, $ZnCO_3$, और ज़िङ्क सिलिकेट या वैद्युत कालामाइन प्रकृति में पाये जाते हैं। इन्हीं तीन खनिजों से साधारणतः यशद धातु प्राप्त होती है।

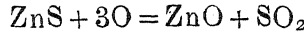
१७ वीं सदी में राजपुताने में बहुत अधिकता से ज़िङ्क-ब्लेंड निकाला जाता था। बर्मा में ज़िङ्क सल्फ़ाइड का पर्याप्त निःक्षेप विद्यमान है। प्रतिवर्ष ४ करोड़ रुपये के लगभग के सामान पर यशद का आवरण चढ़ता है। इसके काम के लिए १०००० टन के लगभग यशद व्यवहृत होता है। भारत में इन विस्तृत निःक्षेपों से यशद प्राप्त करने के कोई कारख़ाने नहीं हैं।

धातु प्राप्त करना। अनेक खनिजों के सदृश यशद के खनिजों में भी अनेक अपद्रव्य मिले रहते हैं। इन अपद्रव्यों में से कुछ को, आयर्न आक्साइड, स्फटिक, कालसाइट, पीराइटीज़, बेराइटीज़, फ़्लोरस्पार इत्यादि को, निकालकर खनिज में यशद की मात्रा की वृद्धि करते हैं। साधारणतः चुम्बक के द्वारा आयर्न आक्साइड को, विशिष्ट घनत्व के पृथक्करण से कुछ पदार्थों को और कुछ को उत्प्लावन विधि से अलग करते हैं। इस अन्तिम विधि में खनिज को जल के साथ पीसकर उसमें यूकेलिप्टस तेल डालते हैं जिससे ज़िङ्क सल्फ़ाइड झाग में पृथक् हो जाता है।

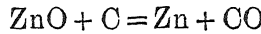
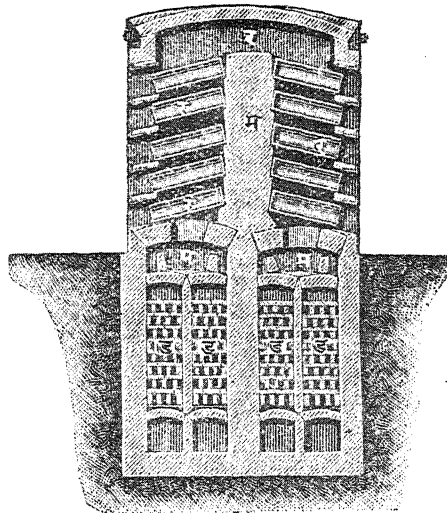
इन खनिजों से फिर दो क्रमों में धातु प्राप्त करते हैं। पहले खनिज को फूँकते हैं। इससे कालामाइन का कार्बन डायक्साइड निकलकर यह ज़िङ्क आक्साइड में परिणत हो जाता है।

$$ZnCO_3 = ZnO + CO_2$$

ज़िङ्क सल्फ़ाइड के फूँकने से यह आक्सीकृत हो ज़िङ्क आक्साइड और सल्फ़र डायक्साइड में परिणत हो जाता है। यहाँ यह सावधानी रखनी चाहिए कि ज़िङ्क सल्फ़ाइड ज़िङ्क सल्फ़ेट में परिणत न हो जाय, क्योंकि

$$ZnS + 3O = ZnO + SO_2$$

ज़िङ्क सल्फ़ेट के लघ्वीकरण से धातु नहीं प्राप्त होती है।

दूसरे क्रम में ज़िङ्क आक्साइड को कोयले के साथ गरम करके लघ्वीकृत करते हैं। भूने हुए खनिज के चूर्ण में कोक या कोयला मिलाकर मिट्टी के रिटार्ट में रक्त-तप्त करते हैं। ज़िङ्क आक्साइड लघ्वीकृत हो कार्बन मनाक्साइड बनता है। यशद स्रावित हो ग्राहकों में—

$$ZnO + C = Zn + CO$$

घनीभूत होता है। यह विधि बेलजियन भट्ठी में कार्यान्वित होती है। बेलजियन भट्ठी भिन्न-भिन्न आकार की होती है। एक ऐसी भट्ठी, जो इँगलैंड के स्वाँसी स्थान में प्रयुक्त होती है, की आकृति (चित्र) यहाँ दी हुई है। इसमें रिटार्ट कुछ लम्बे अण्डाकार होते हैं। ये तीन अथवा पाँच की श्रेणियों में रखे होते हैं। प्रत्येक श्रेणी में ६ से ८ रिटार्ट होते हैं। इन रिटार्टों

चित्र ३२

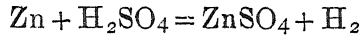
के ३ भाग होते हैं। एक तो उनका प्रधान अङ्ग होता है। इस प्रधान अङ्ग के साथ शीतक लगा होता है। शीतक के साथ टोंटी लगी होती है। चूल्हे के भीतरी ड ड भागों में जलनेवाली गैसें तैयार होती हैं और बाह्य ड ड भागों में वायु उत्पन्न की जाती है। ये प प भागों से रिटार्टों को तप्त करने के लिए भट्ठी में प्रविष्ट करती हैं। रिटार्टों र र का पूर्व अर्धभाग तप्त होनेवाले कक्ष में ऊपर उठती हुई गैसों से तप्त होता है और उनका अन्तिम अर्धभाग नीचे जाती हुई गैसों से तप्त होता है। रिटार्ट ईंट के म स्तम्भ के आधार पर स्थित होते हैं। रिटार्टों को प्रति २४ घण्टे में बदलते हैं। शीतक के मुख पर जलता हुआ कार्बन मनाक्साइड का रङ्ग जब कुछ नीलेपन के साथ हरित वर्ण का हो जाता है तब टोंटी को जोड़ देते हैं और रिटार्टों को और भी अधिक तप्त कर उनका तापक्रम बढ़ाते हैं। शीतक से द्रव यशद निकाल लेते हैं।

यशद के साथ-साथ कैडमियम भी स्रवित हो जाता है। बाज़ार के यशद में साधारणतः कार्बन, लोहा, सीस, और कभी-कभी आर्सेनिक और कैडमियम भी रहते हैं। सावधानी से स्रवित करने से अधिक शुद्ध यशद प्राप्त हो सकता है पर पूर्णतया शुद्ध यशद प्राप्त करने के लिए यशद को कार्बनेट के रूप में अवक्षिप्त कर फिर शर्करा के कोयले से लघ्वीकृत करते हैं।

गुण । यशद श्वेत धातु है। पर इसमें कुछ नीली आभा होती है। यह ४२९° पर पिघलता और ९८०° श पर उबलता है। इसका विशिष्ट घनत्व ७·१ है। यह कुछ-कुछ कठोर होता है और साधारण तापक्रम पर भङ्गुर होता है। प्रायः १५०° श तक गरम करने से यह घनवर्धनीय हो जाता और २००° श से ऊपर गरम करने से फिर भङ्गुर हो जाता है और तब खरल में चूर्ण किया जा सकता है। १५०° श पर यह तारों में पीटा जा सकता है और यह तार फिर ठण्डा होने पर भङ्गुर नहीं होता।

बहुत गरम करने से यह चमकीले श्वेत प्रकाश के साथ वायु में जलकर ज़िङ्क आक्साइड ZnO बनता है। वायु या जल-वाष्प से साधारण तापक्रम पर इस पर कोई क्रिया नहीं होती। पूर्ण शुद्ध यशद पर तनु

हाइड्रोक्लोरिक और गन्धकाम्ल की कोई क्रिया नहीं होती। पर बाज़ार के यशद पर इन अम्लों की क्रिया होकर हाइड्रोजन निकलता है और यशद का लवण बनता है।

$$Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2$$

तनु अम्लों से शुद्ध यशद के आक्रान्त न होने का कारण यह बतलाया जाता है कि इन अम्लों से यशद के ऊपर हाइड्रोजन का आवरण चढ़ जाता है जिससे यशद फिर आक्रान्त नहीं होता। अशुद्ध यशद में अन्य धातुओं के रहने के कारण उसमें विद्युत्-विच्छेदन आरम्भ होता है जिससे अन्य धातुओं के आक्रान्त होने के कारण यशद की तह अम्लों से आक्रान्त होने के लिए खुल जाती है।

जल के क्वथनाङ्क पर यशद जल को विच्छेदित कर हाइड्रोजन निकालता है। दाहक सोडा या पोटाश से भी यशद आक्रान्त हो हाइड्रोजन निकालता और सोडियम या पोटासियम ज़िङ्केट बनता है।

$$Zn + 2NaOH = Zn(ONa)_2 + H_2$$

लोहे के तल को आच्छादित करने के लिए यशद अधिक मात्रा में प्रयुक्त होता है। यशद से ढके हुए लोहे में मोरचा नहीं लगता। अतः जहाँ लोहे के सामानों, विशेषतः तारों, को वायु और जल में खुला रखना पड़ता है ऐसे सामानों पर यशद का मुलम्मा करते हैं जिससे लोहा आक्रान्त नहीं होता। यशद एक बहुमूल्य लघ्वीकारक भी होता है।

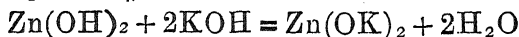
यशद अनेक मिश्रधातु बनता है। पीतल इसकी सबसे अधिक महत्त्व की मिश्रधातु है। कुछ धातुओं के साथ—जैसे वङ्ग, ताम्र, अण्टीमनी—यशद सभी मात्रा में मिश्रित हो जाता है और कुछ धातुओं के साथ—जैसे सीस, बिस्मथ—यह किसी एक नियत मात्रा में ही मिश्रित हो मिश्रधातु बनता है। जर्मन सिल्वर या निकेल सिल्वर, ताम्र, निकेल और यशद की मिश्रधातु है। काँसे में ६५ भाग ताम्र का, ४ भाग वङ्ग का और एक भाग यशद का रहता है। डचमेटल, मुण्टज़ धातु इसी की अन्य मिश्रधातुएँ हैं।

ज़िङ्क आक्साइड, ZnO । ज़िङ्क आक्साइड 'रक्त यशद खनिज' के नाम से प्रकृति में पाया जाता है। मैंगनीज़ या लोहे के कारण इसका रङ्ग लाल होता है।

यशद को वायु में जलाने या ज़िङ्क कार्बनेट या नाइट्रेट के गरम करने से ज़िङ्क आक्साइड प्राप्त होता है।

यह सफ़ेद अमणिभीय होता है। गरम करने पर यह पीला हो जाता है पर ठण्डे होने पर फिर श्वेत हो जाता है। यह जल में अविलेय होता है और अम्लों में घुलकर यशद का लवण बनता है। फूँकनी की ज्वाला में यह तापदीप्त हो जाता और तब चमकता है। 'यशद सफ़ेदा' के नाम से यह पेण्ट में व्यवहृत होता है। ऐसा पेण्ट हाइड्रोजन सल्फ़ाइड के द्वारा काला नहीं होता। बोरिक अम्ल के साथ घावों के लिए मरहम बनाने में यह प्रयुक्त होता है। रबर के सामानों और अग्निजित वस्त्रों के निर्माण में भी यह काम आता है।

यशद के लवणों के विलयन में दाहक पोटाश या सोडा के डालने से ज़िङ्क हाइड्राक्साइड का श्वेत अवक्षेप प्राप्त होता है। यह अवक्षेप क्षारों के आधिक्य में घुलकर ज़िङ्केट बनता है।

$$Zn(OH)_2 + 2KOH = Zn(OK)_2 + 2H_2O$$

इस प्रकार ज़िङ्क हाइड्राक्साइड में अम्ल और भस्म दोनों के गुण होते हैं। ऐसे पदार्थों को उभयगुणी कहते हैं। ज़िङ्क हाइड्राक्साइड के गरम करने से ज़िङ्क आक्साइड प्राप्त होता है।

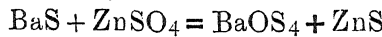
ज़िङ्क क्लोराइड, $ZnCl_2$ । यशद पर क्लोरीन की क्रिया से अथवा यशद या ज़िङ्क आक्साइड या ज़िङ्क कार्बनेट पर हाइड्रोक्लोरिक अम्ल की क्रिया से ज़िङ्क क्लोराइड प्राप्त होता है।

ज़िङ्क क्लोराइड जल में बहुत अधिक विलेय होता है। इसके समाहृत विलयन से श्वेत घन प्राप्त होता है, पर यह अनार्द्र घन शुद्ध ज़िङ्क क्लोराइड का नहीं वरन् आक्सीक्लोराइड का होता है। ज़िङ्क क्लोराइड विलयन में जल-विच्छेदित हो जाता है। इसी से इसका विलयन प्रबल आम्लिक होता

है। जिङ्क क्लोराइड के विलयन को शुष्क हाइड्रोजन क्लोराइड के प्रवाह में सुखाने से अनार्द्र जिङ्क क्लोराइड प्राप्त होता है।

जिङ्क क्लोराइड प्रबल प्रस्वेद्य होता है। यह प्रबल निरुद्कारक भी होता है। निरुद्करण के लिए कार्बनिक रसायन में यह प्रयुक्त होता है। यह टाँका देने में भी प्रयुक्त होता है। इसका विलयन प्रबल दाहक होता है तथा काग़ज़ और रुई को घुलाता है। जिङ्क क्लोराइड और जिङ्क आक्साइड का मिश्रण दाँतों के भरने में दाँतसाज़ी में प्रयुक्त होता है।

ज़िङ्क सल्फ़ेट, $ZnSO_4$। यशद, ज़िङ्क आक्साइड, या ज़िङ्क कार्बनेट को तनु गन्धकाम्ल में घुलाने से ज़िङ्क सल्फ़ेट प्राप्त होता है। ज़िङ्क सल्फ़ाइड को सावधानी से फूँकने से भी ज़िङ्क सल्फ़ेट प्राप्त होता है। भूने हुए ढेर को जल के संसर्ग में रखने से सल्फ़ेट घुलकर निकल आता है और मणि-भीकृत होता है। इसके मणिभों का सूत्र $ZnSO_4, 7H_2O$ है। यह औषधों में बाह्य लेप के लिए, रङ्गसाज़ी में और लिथोफ़ोन में प्रयुक्त होता है। बेरियम सल्फ़ाइड में ज़िङ्क सल्फ़ेट के डालने से लिथोफ़ोन प्राप्त होता है।

$$BaS + ZnSO_4 = BaOS_4 + ZnS$$

लिथोफ़ोन बेरियम सल्फ़ेट और ज़िङ्क सल्फ़ाइड का मिश्रण है और पेण्ट के लिए व्यवहृत होता है। सीस सफ़ेदा की अपेक्षा इसमें ढकने की क्षमता अधिक होती है। सफ़ेदा के सदृश हाइड्रोजन सल्फ़ाइड से यह काला भी नहीं होता।

ज़िङ्क सल्फ़ाइड, ZnS। प्रकृति में ज़िङ्क ब्लेंड के नाम से धुँधले रङ्ग में यह पाया जाता है। लोहे के कारण इसका रङ्ग कृष्ण या धुँधला कपिल वर्ण का होता है। ज़िङ्क सल्फ़ाइड वस्तुतः श्वेत होता है। यशद लवणों के उदासीन अथवा क्षारीय विलयन से हाइड्रोजन-सल्फ़ाइड या अमोनिया सल्फ़ाइड के द्वारा यह अवक्षिप्त हो जाता है।

अवक्षिप्त ज़िङ्क सल्फ़ाइड ऐसिटिक अम्ल में अविलेय होता है पर तनु खनिज अम्लों में शीघ्रता से घुल जाता है। इसी कारण आम्लिक विलयन से ज़िङ्क सल्फ़ाइड अवक्षिप्त नहीं होता।

ज़िङ्क कार्बनेट, $ZnCO_3$ । कारामाइन के रूप में प्रकृति में यह बहुत फैला हुआ पाया जाता है। यशद लवणों पर सोडियम बाइ-कार्बनेट की क्रिया से यशद का सामान्य कार्बनेट अवक्षिप्त होता है, पर सामान्य सोडियम कार्बनेट की क्रिया से भास्मिक कार्बनेट बनते हैं। इन भास्मिक कार्बनेटों के सङ्गठन भिन्न-भिन्न होते हैं। यशद के एक भास्मिक कार्बनेट, $ZnCO_3\,Zn(OH)_2H_2O$ का प्रयोग औषधों में होता है।

यशद की पहचान और निर्धारण। ज़िङ्क लवणों को कोयले पर गरम करने से श्वेत निःक्षेप प्राप्त होता है। गरम होने पर यह चमकता है। इस पर कोबाल्ट नाइट्रेट का विलयन डालकर गरम करने से हरा रङ्ग प्राप्त होता है।

हाइड्रोजन सल्फ़ाइड से ज़िङ्क सल्फ़ाइड का श्वेत अवक्षेप प्राप्त होता है। यह अवक्षेप खनिज अम्लों में विलेय पर ऐसिटिक अम्ल में अविलेय होता है।

यशद के विलेय लवणों में अलकली क्षारों के डालने से ज़िङ्क हाइड्राक्साइड अवक्षिप्त हो जाता और क्षारों के आधिक्य में घुल जाता है।

साधारणतः यशद को सामान्य कार्बनेट के द्वारा भास्मिक कार्बनेट के रूप में अवक्षिप्त कर उसे आक्साइड में परिणतकर आक्साइड की मात्रा से यशद की मात्रा निर्धारित होती है।

कैडमियम

संकेत, Cd; परमाणु-भार = ११२·४

उपस्थिति। कैडमियम मुक्तावस्था में नहीं पाया जाता। कैडमियम के खनिजों में केवल ग्रीनोकाइट CdS ही कहीं-कहीं पाया जाता है। अधिकांश कैडमियम थोड़ी-थोड़ी मात्रा में १·५ से ३ प्रतिशत तक यशद के खनिजों के साथ मिला हुआ पाया जाता है और उन्हीं खनिजों से यह प्राप्त होता है। यशद धातु के साथ-साथ कैडमियम प्राप्त होता है। यशद से अधिक वाष्पशील होने के कारण यशद के प्रथम स्रवित भाग में अधिकांश कैडमियम रहता है। इस भाग के पुनः स्रवण से कैडमियम पृथक् हो जाता

है। इसमें कैडमियम का कुछ अंश आक्साइड की अवस्था में और अधिक अंश धातु की अवस्था में रहता है।

धातु प्राप्त करना। आक्साइड को कोयले के साथ लोहे के नलों में गरम करने से कैडमियम स्रवित हो जाता है। पुनः स्रवण से यह शुद्ध होता है। कभी-कभी अशुद्ध धातु को तनु गन्धकाम्ल या हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में घुलाते हैं और हाइड्रोजन सल्फ़ाइड के द्वारा कैडमियम सल्फ़ाइड को अवक्षिप्त करते हैं। कैडमियम सल्फ़ाइड को फिर हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में घुलाकर अमोनियम कार्बनेट के द्वारा कैडमियम कार्बनेट को अवक्षिप्त करते हैं। धोये और सूखे हुए कार्बनेट को पहले फूँककर आक्साइड में परिणत करते हैं। फिर उसे कोयले के साथ मिलाकर स्रवित करते हैं। इस प्रकार यशद से मुक्त कैडमियम प्राप्त होता है।

गुण। कैडमियम श्वेतवर्ण की धातु है। यशद से अधिक घनवर्धनीय और तन्य होने के कारण यह सरलता से पत्रों और तारों में पीटा जा सकता है। ८०° श के लगभग गरम करने से यह भङ्गुर हो जाता है। इसका विशिष्ट घनत्व ८.९ है। यह ३२०° श पर पिघलता है और ७७८° श पर उबलता है। इसके वाष्प के घनत्व से मालूम होता है कि इसके अणु में एक ही परमाणु रहता है। निम्न तापक्रम पर पिघलनेवाली मिश्र-धातुएँ इससे प्राप्त होती हैं। इस धातु के एक भाग, बिस्मथ के चार भाग, सीस के दो भाग और वङ्ग के एक भाग से 'वुड की धातु' बनती है जो ६१° श पर पिघलती है।

कैडमियम यशद से कम सक्रिय होता है और यशद की अपेक्षा शीघ्रता से अम्लों में घुल जाता है। वायु में गरम करने से जलकर यह कपिल वर्ण का आक्साइड CdO बनता है।

कैडमियम के लवण यशद के लवणों से बहुत समानता रखते हैं। यशद के सदृश कैडमियम द्विबन्धक भी होता है।

कैडमियम आक्साइड, CdO, और कैडमियम हाइड्राक्साइड, $Cd(OH)_2$। कैडमियम को वायु में जलाने से यह बनता है।

कैडमियम कार्बनेट या कैडमियम नाइट्रेट के गरम करने से भी यह प्राप्त होता है।

कैडमियम आक्साइड जल में विलेय होता है पर अम्लों में घुलकर लवण बनता है। आक्सी-हाइड्रोजन ज्वाला में यह अगलनीय होता है पर कोयले के साथ शीघ्र ही लघ्वीकृत हो जाता है।

कैडमियम लवणों के विलयनों में दाहक क्षारों के डालने से कैडमियम हाइड्राक्साइड $Cd(OH)_2$ अवक्षिप्त हो जाता है। यह श्वेतवर्ण का अमोनिया में विलेय होता है।

कैडमियम क्लोराइड, $CdCl_2$। कैडमियम या कैडमियम आक्साइड पर हाइड्रोक्लोरिक अम्ल की क्रिया से यह प्राप्त होता है। विलयन के समाहृत करने से इसके श्वेत रेशम सदृश मणिभ $CdCl_2, 2H_2O$ पृथक् हो जाते हैं। ये मणिभ वायु में प्रस्फुटित होते हैं और गरम करने से अनार्द्र हो जाते हैं।

कैडमियम सल्फ़ाइड, CdS। कैडमियम लवणों के विलयन में हाइड्रोजन सल्फ़ाइड के ले जाने से कैडमियम सल्फ़ाइड अवक्षिप्त हो जाता है।

कैडमियम सल्फ़ाइड सुन्दर चमकीले पीत रङ्ग का होता है। यह खनिज अम्लों के पर्याप्त समाहरण में विलेय होता है पर ठण्डे तनु गन्धकाम्ल में विलेय होता है। तनु गन्धकाम्ल की सहायता से ही कैडमियम यशद से पृथक् किया जा सकता है। यह अमोनियम सल्फ़ाइड में अविलेय होता है। तैल और जल-रङ्गों में पेंट के रूप में कैडमियम सल्फ़ाइड व्यवहृत होता है।

कैडमियम की पहचान और निर्धारण। कैडमियम लवण को कोयले पर गरम करने से उस पर कपिलवर्ण की पपड़ी पड़ जाती है। कैडमियम लवणों के विलयन में हाइड्रोजन सल्फ़ाइड के ले जाने से कैडमियम सल्फ़ाइड का पीत अवक्षेप प्राप्त होता है। साधारणतः उपर्युक्त दोनों क्रियाओं से ही कैडमियम पहचाना जाता है।

कैडमियम की मात्रा विद्युत्-विच्छेदन से धातु को निःक्षिप्त कर या सल्फेट या आक्साइड में परिणत कर निर्धारित होती है।

पारद (पारा, मरकरी)

सङ्केत, Hg; परमाणु-भार = २००·०

उपस्थिति । पारद कभी-कभी मुक्तावस्था में अल्प मात्रा में पाया जाता है। इसका प्रमुख खनिज सिनाबार (हिंगुल) HgS है जिससे पारद प्राप्त होता है। आस्ट्रेलिया के इड्रा में, स्पेन के अल्माडेन में, सैनफ्रान्सिस्को और कालिफ़ोर्निया के आस-पास में सिनाबार से पारद निकाला जाता है।

पारद निकालना । खनिज से पारद निकालने की विधि बड़ी सरल है। खनिज को वायु में फूँकते हैं जिससे सिनाबार का गन्धक सल्फ़र-डायक्साइड में परिणत हो जाता है और धातु मुक्त होती है। कभी-कभी सिनाबार को चूने के साथ मिलाकर बन्द रिटार्ट में स्रवित करते हैं जिससे कालसियम सल्फ़ाइड और सल्फ़ेट बनते और पारद मुक्त होता है। साधारणतया पहली विधि को ही काम में लाते हैं।

परावर्त्तन भट्ठी के प्रयोग से खनिज डालने की विधि अविरत हो गई है। जले हुए अवशिष्ट भाग को चूल्हे से समय-समय पर निकाल डालते हैं। पारद को द्रवीभूत करने की भिन्न-भिन्न विधियाँ काम में लाई जाती हैं। कहीं कहीं पारद का वाष्प पहले जल से ठण्डे किये हुए नलों में और फिर कच्च की पंक्तियों में द्रवीभूत किया जाता है। कहीं-कहीं एक विशेष आकार के मिट्टी के पात्रों

चित्र २३

में, जिन्हें 'ऐलुडेल' कहते हैं, द्रवीभूत किया जाता है। ऐलुडेल चित्र में दिये हुए आकार के होते हैं।

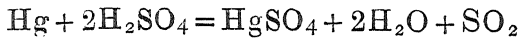
इस प्रकार जो पारद प्राप्त होता है वह अशुद्ध होता है। इसमें अनेक यान्त्रिक-वाहित अपद्रव्य मिले रहते हैं। इनमें कुछ तो केमोयास चमड़े के

द्वारा छानने से दूर हो जाते हैं और कुछ यशद, वङ्ग, सीस सदृश पारद में विलेय होने के कारण केवल स्रवण से दूर होते हैं। सामान्य पारद को शून्य में स्रवित करने से शुद्ध पारद प्राप्त होता है। तनु नाइट्रिक अम्ल में घुलाने से भी अन्य धातुएँ घुलकर पारद से पृथक् हो जाती हैं।

गुण । पारद द्रव धातु है। यही एक धातु साधारण तापक्रम पर द्रव अवस्था में पाई जाती है। यह चाँदी सा सफ़ेद होता है। इसका विशिष्ट घनत्व १३·५६ है। यह -३९° श पर जमता और ३५७° श पर उबलता है। इसके वाष्प के घनत्व से मालूम होता है कि इसके अणु में केवल एक ही परमाणु रहता है। साधारण तापक्रम पर भी पारद से वाष्प निकलता है। पारद के ऊपर स्वर्ण के पत्र लटकाने से स्वर्ण के पत्र के ऊपर स्वर्ण और पारद की श्वेत मिश्र-धातु बन जाती है।

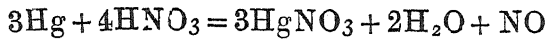
यह वायु में धुँधला नहीं होता। क्वथनाङ्क तक गरम करने से उस पर आक्साइड का आवरण चढ़ जाता है। ओज़ोन से पारद शीघ्र ही साधारण तापक्रम पर भी आक्रान्त हो जाता है।

तनु हाइड्रोक्लोरिक अम्ल या गन्धकाम्ल से पारद आक्रान्त नहीं होता। तप्त समाहृत गन्धकाम्ल से पारद मरक्यूरिक सल्फ़ेट और सल्फ़र डायक्साइड में परिणत हो जाता है।

$$Hg + 2H_2SO_4 = HgSO_4 + 2H_2O + SO_2$$

तप्त समाहृत नाइट्रिक अम्ल से शीघ्र ही आक्रान्त हो मरक्यूरिक नाइट्रेट बनता है।

$$Hg + 4HNO_3 = Hg(NO_3)_2 + 2H_2O + 2NO_2$$

ठण्डे तनु नाइट्रिक अम्ल से शनैः-शनैः आक्रान्त हो मरक्यूरस नाइट्रेट बनता है।

$$3Hg + 4HNO_3 = 3HgNO_3 + 2H_2O + NO$$

जल या जल-वाष्प पर इसकी कोई क्रिया नहीं होती। पारद का वाष्प विषैला होता है। अतः पारद के कारख़ाने में काम करनेवालों को अनेक रोग हो जाते हैं।

पारद बहुत अधिक मात्रा में स्वर्ण और चांदी के निकालने में प्रयुक्त होता है। यह बैरोमीटर, ताप-मापक और अनेक वैज्ञानिक यन्त्रों के भरने में काम आता है।

पारद-मिश्रण। जब किसी मिश्रधातु का पारद एक अवयव होता है तब ऐसी मिश्रधातु को पारद-मिश्रण कहते हैं। अधिकांश धातुएँ पारद के साथ पारद-मिश्रण बनती हैं। कुछ दशाओं में, जैसे अलकली तत्त्वों के साथ, पारद-मिश्रण बनने में तापक्रम बहुत कुछ बढ़ जाता है। कुछ दशाओं में जैसे वङ्ग के साथ तापक्रम घट जाता है। पोटासियम और सोडियम भिन्न-भिन्न मात्रा में पारद में घुलकर पारद-मिश्रण बनते हैं। कुछ दशाओं में इन पारद-मिश्रणों का एक निश्चित सङ्गठन होता है और वे मणिभीय होते हैं। सोडियम के पारद-मिश्रण का सङ्गठन Hg_5Na है। यह भङ्गुर और मणिभीय होता है। यह सोडियम पारद-मिश्रण जल को विच्छेदित कर हाइड्रोजन मुक्त करता और सोडियम हाइड्राक्साइड बनता है। अतः सोडियम पारद-मिश्रण लघ्वीकारक के रूप में व्यवहृत होता है। यशद पारद-मिश्रण पर तनु गन्धकाम्ल की क्रिया बहुत धीरे-धीरे होती है। अतः पारद-मिश्रित यशद के पट्ट बैटरियों में प्रयुक्त होते हैं। दर्पण के बनाने में भी पारद-मिश्रण काम आता है। स्वर्ण, ताम्र और यशद के पारद-मिश्रण दाँतसाज़ी में दाँतों के छेदों को भरने में प्रयुक्त होते हैं।

पारद दो श्रेणियों का लवण बनता है। एक श्रेणी के लवणों में यह एक-बन्धक होता है और दूसरी श्रेणी के लवणों में द्विबन्धक होता है। पहले प्रकार के लवणों को मरक्यूरस् लवण और दूसरे प्रकार के लवणों को मरक्यूरिक लवण कहते हैं। इन दोनों श्रेणियों के लवणों में बहुत पार्थक्य पाया जाता है। पारद के सब लवण विषाक्त होते हैं।

मरक्यूरस् लवण

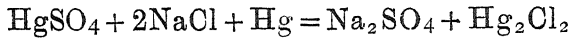
मरक्यूरस् आक्साइड, Hg_2O। मरक्यूरस् क्लोराइड को सोडियम हाइड्राक्साइड के साथ पकाने से कृष्ण या धुँधला कपिलवर्ण का

चूर्ण प्राप्त होता है। यह आक्साइड बहुत अस्थायी होता है और प्रकाश से बहुत धीरे-धीरे और गरम करने से शीघ्रता से पारद और मरक्यूरिक आक्साइड में परिणत हो जाता है।

मरक्यूरस् क्लोराइड, (कैलोमेल) Hg_2Cl_2। यह लवण (कैलोमेल) प्रकृति में अल्प मात्रा में पाया जाता है। पारद और क्लोरीन के सीधे योग से यह प्राप्त हो सकता है।

मरक्यूरस् नाइट्रेट के विलयन में सोडियम क्लोराइड या हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के विलयन डालने से मरक्यूरस् क्लोराइड अवक्षिप्त हो जाता है।

मरक्यूरिक क्लोराइड और पारद के मिश्रण को अथवा मरक्यूरिक सल्फेट, नमक और पारद के मिश्रण को गरम करने से मरक्यूरस् क्लोराइड वाष्पशील होने के कारण श्वेत रेशेदार टिकिये के रूप में अन्य पदार्थों से पृथक् हो जाता है। इसी विधि से बड़ी मात्रा में यह तैयार होता है।

$$HgSO_4 + 2NaCl + Hg = Na_2SO_4 + Hg_2Cl_2$$

कैलोमेल बिलकुल स्वादहीन और जल में अविलेय होता है। गरम करने पर बिना पिघले ही यह उद्वनित हो जाता है। कार्बन के संसर्ग में यह पारद में लघ्वीकृत हो जाता है। बिलकुल शुष्क मरक्यूरस् क्लोराइड के वाष्प का घनत्व २१७ है। अतः इसका अणुभार ४३४ हुआ। Hg_2Cl_2 सूत्र के अनुसार इसका घनत्व २३५ होना चाहिए। यदि यह बिलकुल सूखा न हो तो इसका वाष्प मरक्यूरिक क्लोराइड और पारद में विघटित हो जाता है।

प्रबल नाइट्रिक अम्ल या अम्लराज में यह विलेय होता है। इस प्रकार विलेय होने से यह मरक्यूरिक क्लोराइड में परिणत हो जाता है। रेचक औषधों में यह व्यवहृत होता है। थोड़ी मात्रा में यह विषाक्त नहीं होता।

मरक्यूरस् नाइट्रेट, $Hg_2(NO_3)_2$। पारद को ठण्डे तनु नाइट्रिक अम्ल में घुलाने से इस विलयन से मरक्यूरस् नाइट्रेट के मणिभ प्राप्त होते हैं जिनमें मणिभीकरण के जल के दो अणु होते हैं।

यह लवण नाइट्रिक अम्ल से आम्लिकृत जल में विलेय होता है। पर जल के आधिक्य में भास्मिक नाइट्रेट का अवक्षेप देता है। इस भास्मिक लवण के उबालने से मरक्यूरिक नाइट्रेट और पारद प्राप्त होता है।

मरक्यूरस् सल्फ़ेट, Hg_2SO_4। पारद और गन्धकाम्ल की क्रिया से पारद के आधिक्य में मरक्यूरस् सल्फ़ेट प्राप्त होता है। मरक्यूरस् नाइट्रेट पर गन्धकाम्ल की क्रिया से भी यह प्राप्त होता है।

यह श्वेत चूर्ण जल में विलेय होता है। जल से यह भास्मिक सल्फ़ेट में परिणत हो जाता है।

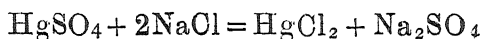
मरक्यूरस् आयेाडाइड, Hg_2I_2। पारद और आयोडीन को खरल में मिलाने से पारद के आधिक्य में मरक्यूरस् आयेाडाइड प्राप्त होता है।

मरक्यूरिक लवण

मरक्यूरिक आक्साइड, HgO। पारद को वायु में गरम करने या पारद के नाइट्रेट को वायु में फूँकने से रक्त मणिभीय चूर्ण के रूप में यह प्राप्त होता है। मरक्यूरिक नाइट्रेट और पारद के सन्निहित मिश्रण के गरम करने से बड़ी मात्रा में यह तैयार होता है। मरक्यूरिक लवणों पर दाहक क्षारों की क्रिया से पीत चूर्ण के रूप में यह अवक्षिप्त होता है। इस रूप में बहुत बारीक चूर्ण में होने के कारण यह शीघ्रता से आक्सिजन निकाल डालता है। इस कारण आक्सीकारक के रूप में यह व्यवहृत होता है। पीत आक्साइड को प्रायः ४००° श तक गरम करने से यह रक्त हो जाता है। रक्त आक्साइड के गरम करने से पहले इसका रङ्ग धुँधला होता है फिर धीरे-धीरे काला हो जाता है। पर ठण्डा करने से यह फिर चमकीला रक्तवर्ण का हो जाता है। उच्च तापक्रम पर गरम करने से यह तत्त्वों में विच्छेदित हो जाता है।

यह जल में बहुत अल्प विलेय होता है। इसका विलयन क्षारीय होता है।

मरक्यूरिक क्लोराइड (कोरोसिभ सब्लीमेट), $HgCl_2$ । मरक्यूरिक सल्फ़ेट, नमक और थोड़े मैंगनीज़ डायक्साइड के मिश्रण के गरम करने से यह प्राप्त होता है। मरक्यूरिक क्लोराइड के बनने को यथासम्भव रोकने के लिए मैंगनीज़ डायक्साइड डाला जाता है। मरक्यूरिक क्लोराइड उद्वनित हो श्वेत पारभासिक ढेर में प्राप्त होता है।

$$HgSO_4 + 2NaCl = HgCl_2 + Na_2SO_4$$

यह जल में विलेय होता है। १०० भाग जल में १०° श पर ६·५७ भाग और १००° श पर ५४ भाग विलेय होता है। यह अलकोहल और ईथर में भी विलेय होता है। हाइड्रोक्लोरिक अम्ल या अलकली क्लोराइड की उपस्थिति में यह युग्म लवण $HgCl_2 3HCl$, $HgCl_2 2NH_4Cl$ H_2O बनता है। यह नाइट्रिक अम्ल या गन्धकाम्ल में अविकृत विलेय होता है। जलीय विलयन से रेशम के सदृश सूच्याकार मणिभ प्राप्त होते हैं। ये मणिभ २८८° श पर पिघलते और प्रायः ३००° श पर वाष्पीभूत होते हैं।

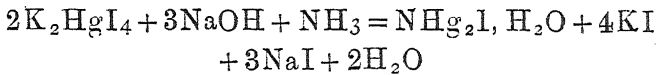
यह बहुत तीव्र विषाक्त होता है। इसके विष को दूर करने के लिए अलबुमेन का प्रयोग करते हैं। अलबुमेन के साथ यह अविलेय यौगिक बनता है। थोड़ी मात्रा में यह बहुत उपयोगी औषध है। इसके विलयन बहुत प्रबल रक्षोघ्न होते हैं। इस कारण चमड़े को सुरक्षित रखने में बहुत अधिकता से यह प्रयुक्त होता है।

मरक्यूरिक आयोडाइड, HgI_2 । पारद और आयोडीन के आधिक्य में खरल में मिश्रित करने से और उसे अलकोहल के द्वारा भिगोने से रक्त मरक्यूरिक आयोडाइड प्राप्त होता है। मरक्यूरिक क्लोराइड के विलयन में पोटासियम आयोडाइड के विलयन से भी यह अवक्षिप्त हो जाता है। इसका अवक्षेप पहले पीत होता है पर कुछ क्षण में ही सिन्दुर वर्ण का हो जाता है।

मरक्यूरिक आयोडाइड जल में अविलेय होता है, पर मरक्यूरिक क्लोराइड या पोटासियम आयोडाइड में शीघ्र ही घुल जाता है। यह अलकोहल

या नाइट्रिक अम्ल में भी विलेय होता है। इन विलयनों से सिन्दुर वर्ण के चतुर्भुजीय सूचिस्तम्भ प्राप्त होते हैं। इस सिन्दुर वर्ण के मरक्यूरिक आयेाडाइड के गरम करने से यह पीत वर्ण में परिणित हो जाता है पर रख देने या रगड़ने से शीघ्र ही रक्तवर्ण में परिणत हो जाता है।

मरक्यूरिक क्लोराइड के विलयन में पोटासियम आयेाडाइड का विलयन डालने से पहले रक्त अवक्षेप प्राप्त होता है पर यह पोटासियम आयेाडाइड के आधिक्य में घुल जाता है (K_2HgI_4 के बनने से)। इस विलयन में यदि दाहक सोडा डालें तो नेसलर का विलयन प्राप्त होता है। यह विलयन अमोनिया की उपस्थिति जानने में प्रयुक्त होता है। अमोनिया के लेशमात्र से पीत-कपिल वर्ण का विलयन और अधिक मात्रा से कपिल वर्ण का अवक्षेप प्राप्त होता है। यह क्रिया इस प्रकार होती है।

$$2K_2HgI_4 + 3NaOH + NH_3 = NHg_2I, H_2O + 4KI + 3NaI + 2H_2O$$

मरक्यूरिक नाइट्रेट, $Hg(NO_3)_2$ । पारद को नाइट्रिक अम्ल के साथ उबालने से यह प्राप्त होता है। गन्धकाम्ल के ऊपर विलयन के सुखाने से इसके प्रस्वेद्य मणिभ $2Hg(NO_3)_2 H_2O$ प्राप्त होते हैं।

इसमें भास्मिक लवण बनने की बहुत अधिक क्षमता रहती है। इसके विलयन के उबालने से $HgNO_3, HgO, 2H_2O$ अवक्षिप्त हो जाता है। इस भास्मिक लवण से या सामान्य नाइट्रेट से ठण्डे जल के आधिक्य में एक दूसरा भास्मिक लवण $HgNO_3 2HgO H_2O$ प्राप्त होता है।

मरक्यूरिक सल्फ़ाइड, HgS । मरक्यूरिक सल्फ़ाइड सिनाबार (हिंगुल) के रूप में प्रकृति में पाया जाता है। पारद को गन्धक के साथ खरल में मिलाने से इसका कृष्ण चूर्ण प्राप्त होता है।

इस कृष्ण अवक्षेप के उद्वनित करने से रक्त मणिभ प्राप्त होते हैं। कृष्ण अवक्षेप को अलकली सल्फ़ाइडों के साथ कुछ समय तक गरम करने से

भी रक्त रूप में यह प्राप्त होता है। रक्त रूप रस-सिन्दूर के नाम से पिगमेंट में व्यवहृत होता है।

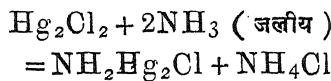
मरक्यूरिक सल्फ़ाइड, नाइट्रिक, हाइड्रोक्लोरिक अम्लों या गन्धकाम्ल में अविलेय होता है। यह केवल अम्लराज में विलेय होता है।

मरक्यूरिक सल्फ़ेट, $HgSO_4$। पारद पर गन्धकाम्ल की क्रिया से गन्धकाम्ल के आधिक्य में मरक्यूरिक सल्फ़ेट प्राप्त होता है।

यह श्वेत मणिभीय घन होता है। गरम करने पर यह मरक्यूरस् सल्फ़ेट में परिणत हो जाता है। जल के संसर्ग से यह भास्मिक सल्फ़ेट बनता है।

पारद और अमोनिया के यौगिक। पारद के लवणों में अमोनियम हाइड्राक्साइड के डालने से पारद के हाइड्राक्साइड या आक्साइड का अवक्षेप नहीं प्राप्त होता, वरन् वे मिश्रित लवण बनते हैं जिनमें अमोनियम का सारा या केवल कुछ हाइड्रोजन पारद का स्थानापन्न हो जाता है। यदि अमोनिया के दो हाइड्रोजन का पारद के दो परमाणुओं से स्थानापन्न हो जाय तो ऐसे मिश्रित लवणों को मरक्यूरस् लवण और यदि अमोनिया के दो हाइड्रोजन का पारद के एक परमाणु से स्थानापन्न हो जाय तो ऐसे मिश्रित लवणों को मरक्यूरिक लवण कहते हैं।

कैलोमेल पर जलीय अमोनिया की क्रिया से मरक्यूरस् अमोनियम क्लोराइड NH_2Hg_2Cl प्राप्त होता है।

$$Hg_2Cl_2 + 2NH_3 \text{ (जलीय)}$$
$$= NH_2Hg_2Cl + NH_4Cl$$

मरक्यूरस् नाइट्रेट पर जलीय अमोनियम की क्रिया से मरक्यूरस् अमोनियम नाइट्रेट प्राप्त होता है।

मरक्यूरस् क्लोराइड पर शुष्क गैसीय अमोनिया से मरक्यूरस् डाइ-अमोनियम क्लोराइड $(NH_3)_2Hg_2Cl_2$ प्राप्त होता है। वायु में खुला रखने से अमोनिया इससे निकल है जाता और मरक्यूरस् क्लोराइड पुनः प्राप्त होता है।

मरक्यूरिक क्लोराइड के विलयन पर अमोनिया की क्रिया से मरक्यूरिक अमोनियम क्लोराइड प्राप्त होता है।

$$HgCl_2 + 2NH_3 = (NH_2Hg)Cl + NH_4Cl$$

इस मिश्रित लवण को "अगलनीय श्वेत अवक्षेप" कहते हैं। इस मिश्रित लवण पर जल की क्रिया से 'डाइ-मरक्यूरिक अमोनियम क्लोराइड' NHg_2Cl प्राप्त होता है।

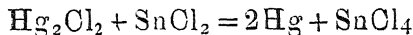
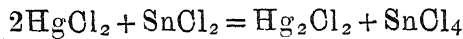
उबलते हुए अमोनिया और अमोनियम क्लोराइड में तब तक मरक्यूरिक क्लोराइड के डालने से जब तक पहला अवक्षेप घुलना बन्द न हो जाय और तब विलयन के ठण्डा करने से विलयन से छोटे-छोटे मणिभ प्राप्त होते हैं। ये मणिभ मरक्यूरिक डाइ-अमोनियम क्लोराइड ($NH_3)_2HgCl_2$ के होते हैं। इन्हें "गलनीय श्वेत अवक्षेप" भी कहते हैं।

पीत मरक्यूरिक आक्साइड पर उष्ण तनु अमोनिया से एक हलका पीत चूर्ण प्राप्त होता है। इस यौगिक को 'मिलन का भस्म' कहते हैं। शुष्कावस्था में रगड़ने से तीव्र तापदीपन के साथ यह विच्छेदित होता है। इसका प्रयोगसिद्ध सूत्र $NHg_2H_5O_3$ है। यह प्रबल भास्मिक होता है। अमोनियम लवण से यह अमोनिया को निकाल सकता है और कार्बन डायक्साइड का स्वच्छन्दता से शोषण कर सकता है। इसके लवण भी अच्छे बनते हैं। इन लवणों में OH का आम्लिक-मूलकों से स्थानापन्न हो सकता है।

पारद की पहचान और निर्धारण। पारद के लवणों को सोडियम कार्बनेट या चूना या कार्बन के साथ गरम करने से परीक्षा-नलिका के ठण्डे भाग पर पारद धातु की पपड़ी पड़ जाती है। इस पपड़ी के रगड़ने से पारद की बूँदें प्राप्त होती हैं।

मरक्यूरिक लवणों को स्टानस् क्लोराइड के साथ उबालने से पारद के छोटे-छोटे दाने प्राप्त होते हैं। यहाँ क्रिया दो क्रमों में होती है।

$$2HgCl_2 + SnCl_2 = Hg_2Cl_2 + SnCl_4$$

$$Hg_2Cl_2 + SnCl_2 = 2Hg + SnCl_4$$

मरक्यूरस लवणों में हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के डालने से मरक्यूरस् क्लोराइड का श्वेत अवक्षेप प्राप्त होता है। यह अवक्षेप अमोनिया से काला हो जाता है।

मरक्यूरिक लवणों पर हाइड्रोजन सल्फ़ाइड से मरक्यूरिक सल्फ़ाइड HgS का अविलेय कृष्ण अवक्षेप प्राप्त होता है। यह सल्फ़ाइड अम्लों में अविलेय होता है।

पारद को (१) मरक्यूरिक सल्फ़ाइड के रूप में अवक्षिप्त कर मरक्यूरिक सल्फ़ाइड को तौलने से, (२) मरक्यूरिक लवण को फ़ास्फ़रस अम्ल के द्वारा लघ्वीकृत कर मरक्यूरस क्लोराइड के तौलने से और (३) मरक्यूरिक लवणों को चूने के साथ फूँककर स्रवित पारद को द्रवीभूत कर तौलने से, पारद की मात्रा निर्धारित होती है।

मैगनीसियम, यशद, कैडमियम और पारद की तुलना।

इन धातुओं में समानता की अपेक्षा पार्थक्य का आधिक्य है। ये सभी धातुएँ द्विबन्धक हैं और उनके लवणों में द्विबन्धक आयन रङ्गहीन होते हैं। केवल पारद एक-बन्धक भी होता है।

मैगनीसियम कोमल श्वेत धातु है। यशद कठोर भङ्गुर श्वेत धातु है। कैडमियम श्वेत धातु और पारद चमकीला श्वेत द्रव है। परमाणु-भार की वृद्धि से उनके गुणों में क्रमबद्धता देखी जाती है। मैगनिसियम का द्रवणाङ्क ६५०° श, यशद का ४१९° श, कैडमियम का ३२०° श और पारद का ३९° श है।

परमाणु-भार की वृद्धि से धातुओं की सक्रियता घटती जाती है। मैगनीसियम धीरे-धीरे आक्सीकृत होता है। यशद पर साधारण तापक्रम पर वायु या जल की कोई क्रिया नहीं होती। कैडमियम या पारद पर भी वायु या आक्सिजन की कोई क्रिया नहीं होती।

इन धातुओं में केवल मैगनीसियम का आक्साइड लघ्वीकृत नहीं होता, शेष के आक्साइड लघ्वीकृत हो जाते हैं। परमाणु-भार की वृद्धि से लघ्वीकरण अधिक सरलता से होता है।

इनके आक्साइडों का सामान्य सूत्र RO है। ये बहुत कम भास्मिक होते हैं। ये हाइड्राक्साइड बनते हैं, पर ये हाइड्राक्साइड गरम करने से शीघ्र ही आक्साइड में परिणत हो जाते हैं। इनके हाइड्राक्साइड या आक्साइड जल में बहुत कम विलेय होते हैं।

इन धातुओं के लवण बहुत अस्थायी होते हैं। उनमें भास्मिक लवण बनने की प्रबल प्रवृत्ति होती है।

ये धातुएँ ऐमाइड, $R(NH_3)_2$, नाइट्राइड, R_3N, और फ़ास्फ़ाइड बनती हैं।

इन धातुओं के ऐलम नहीं होते, पर इनके क्लोराइड और सल्फ़ेट अलकली धातुओं के क्लोराइडों और सल्फ़ेटों के साथ युग्म लवण बनते हैं। इन युग्म लवणों के सूत्र साधारणतः $MCl\ RCl_2$ और $M_2SO_4RSO_4$ होते हैं। यहाँ M कोई अलकली धातु और R इस वर्ग की धातु होती है।

प्रश्न

१—मैगनीसियम धातु कैसे तैयार होती है? इसके गुण और प्रयोग क्या हैं?

२—निम्न वस्तुएँ कैसे तैयार होती हैं? (क) मैगनीसियम क्लोराइड, (ख) मैगनीसियम सल्फ़ेट, (ग) मैगनीसियम आक्साइड और (घ) मैगनीसियम कार्बनेट।

३—खनिजों से पारद और यशद कैसे प्राप्त होते हैं? इनके गुण और प्रयोग क्या हैं?

४—भिन्न-भिन्न अवस्थाओं में पारद पर हाइड्रोक्लोरिक अम्ल, नाइट्रिक अम्ल और गन्धकाम्ल की क्या क्रियाएँ होती हैं?

५—मरक्यूरिक क्लोराइड के जलीय विलयन पर स्टानस् क्लोराइड, पोटासियम आयोडाइड और हाइड्रोजन सल्फ़ाइड की क्या क्रियाएँ होती हैं?

६—पारद से मरक्यूरिक और मरक्यूरस् क्लोराइड कैसे प्राप्त होते हैं?

७—मरक्यूरिक क्लोराइड की (क) पोटासियम आयोडाइड, (ख) स्टेनस् क्लोराइड, (ग) अमोनिया और (घ) सोडियम हाइड्राक्साइड पर क्या क्रियाएँ होती हैं ?

८—मैगनीसियम प्रकृति में किस रूप में पाया जाता है ? मैगनीसियम धातु से इसके अक्साइड, अनार्द्र क्लोराइड, सल्फेट और हाइड्राक्साइड कैसे तैयार होते हैं ? मणिभीय क्लोराइड के गरम करने से क्या परिणाम होता है ?

९—डोलोमाइट में मैगनीसियम की मात्रा कैसे निर्धारित करोगे ? इससे शुद्ध मैगनीसियम कार्बनेट कैसे प्राप्त करोगे ?

१०—यशद के प्रमुख रासायनिक और भौतिक गुणों का वर्णन करो। दूसरे तत्त्वों से इसे कैसे पृथक् करोगे ?

११—यशद के खनिजों से कैडमियम कैसे प्राप्त होता है ? यशद और कैडमियम में क्या समानता और क्या पार्थक्य है ?

१२—पारद के मुख्य-मुख्य खनिज कौन हैं ? इनसे पारद कैसे प्राप्त होता है ? पारद के गुण क्या हैं ? पारद-मिश्रण किसे कहते हैं ? धातु और लवण से पारद का आक्साइड कैसे प्राप्त हो सकता है ?

१३—नेसलर का विलयन क्या है ? यह कैसे तैयार होता और किस काम में प्रयुक्त होता है ?

१४—पारद और अमोनिया के मिश्रित लवणों के सम्बन्ध में क्या जानते हो ?

१५—पारद पर गन्धकाम्ल और नाइट्रिक अम्ल की क्रियाओं से क्या-क्या बनते हैं ? इन लवणों के गरम करने या उनमें जल डालने से क्या होता है ?

१६—स्टेनस् क्लोराइड की पारद के लवणों पर क्या क्रिया होती है ? किन-किन विधियों से पारद लवण पहचाने जाते हैं ?

१७—पारद वर्ग की धातुओं में क्या-क्या समानताएं और क्या-क्या पार्थक्य हैं ?

———

परिच्छेद १६

तृतीय वर्ग

अलुमिनियम वर्ग

अलुमिनियम, थैलियम, बोरन

अलुमिनियम

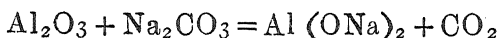
संकेत, Al; परमाणु-भार = २७·१

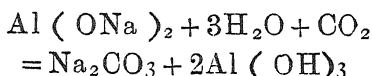
उपस्थिति। आक्सिजन और सिलिकन के बाद विस्तार में अलुमिनियम का ही स्थान आता है। अलुमिनियम मुक्तावस्था में नहीं पाया जाता। कोरण्डम, माणिक और नीलम में अलुमिनियम आक्साइड है। बौक्साइट $Al_2O_32H_2O$ इसका जल लिये हुए आक्साइड है। अलुमिनियम धातु बौक्साइट से ही प्राप्त होती है। क्रायोलाइट AlF_3 $3NaF$ में अलुमिनियम और सोडियम का युग्म फ़्लोराइड रहता है। सिलिकेट के रूप में फ़ेलस्पार, गारनेट, अभ्रक और अन्यान्य खनिजों में यह रहता है। अलुमिनियम सिलिकेट चट्टानों का एक आवश्यक अवयव है। चट्टानों के विच्छेदन से यह मिट्टियों में आता है और सिलिकेट के रूप में उसमें विद्यमान रहता है।

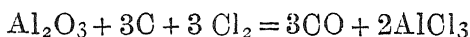
धातु प्राप्त करना। आजकल विद्युत्-विच्छेदन विधि से अलुमिनियम प्राप्त होता है। इससे पहले जो विधि प्रयुक्त होती थी उसमें चार क्रम थे।

पहले क्रम में चूर्ण किये हुए बौक्साइट को, जिसमें ४० प्रतिशत के लगभग अलुमिना रहता है, सोडियम कार्बनेट के साथ मिलाकर परावर्त्तन भट्ठी में

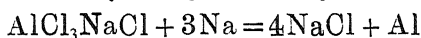
४ से ६ घण्टे तक गरम करते हैं। इससे सोडियम कार्बनेट का कार्बन डायक्साइड निकल जाता है और सोडियम अलुमिनेट बनता है।

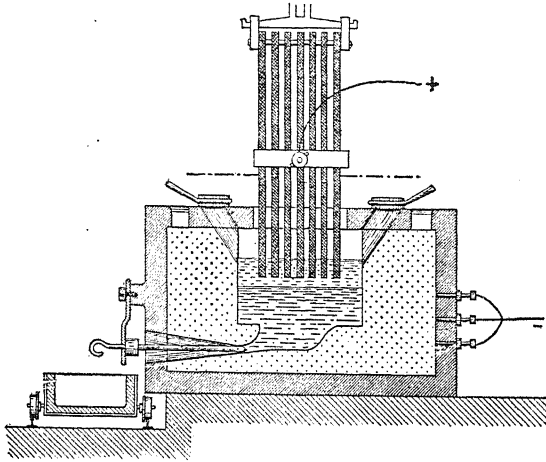
$$Al_2O_3 + Na_2CO_3 = Al(ONa)_2 + CO_2$$

दूसरे क्रम में सोडियम अलुमिनेट को जल में घुलाकर निकाल लेते हैं। लोहा आक्साइड के रूप में अविलेय रह जाता है। विलयन को छानकर उसमें कार्बन डायक्साइड प्रवाहित करते हैं। इससे सोडियम अलुमिनेट विच्छेदित हो सोडियम कार्बनेट बनता और अलुमिनियम हाइड्राक्साइड अवक्षिप्त हो जाता है।

$$Al(ONa)_2 + 3H_2O + CO_2$$
$$= Na_2CO_3 + 2Al(OH)_3$$

तीसरे क्रम में आलुमिना को धो और सुखाकर सोडियम कार्बनेट और पीसे हुए काष्ठ के कोयले के साथ मिलाकर, उसमें पर्याप्त जल डालकर, उनके गेंद बनाते हैं। इन गेंदों को सुखाकर ऊर्ध्वाधार अग्निजित मिट्टी के बेलन में भरकर क्लोरीन के प्रवाह में तप्त करते हैं।

$$Al_2O_3 + 3C + 3Cl_2 = 3CO + 2AlCl_3$$

इस प्रकार से बना अलुमिनियम क्लोराइड सोडियम क्लोराइड के साथ मिलकर युग्म क्लोराइड $AlCl_3, NaCl$ बनता है। यह रिटार्ट से उड़कर ग्राहक में घनीभूत होता है।

चौथे क्रम में अलुमिनियम और सोडियम के युग्म क्लोराइड को सोडियम और पीसे हुए क्रायोलाइट (यह द्रावक का काम करता है) के साथ तीव्र आँच में गरम करते हैं। इससे अलुमिनियम धातु प्राप्त होती है।

$$AlCl_3NaCl + 3Na = 4NaCl + Al$$

विद्युत्-विच्छेदन विधि। साधारणतः दो विधियाँ इसमें प्रयुक्त होती हैं। एक हौल की विधि प्रधानतः अमेरिका में प्रयुक्त होती है। दूसरी हेरैल्ट की विधि प्रधानतः यूरोप में प्रयुक्त होती है। इन दोनों विधियों का सिद्धान्त एक ही है पर विस्तार में कुछ विभिन्नताएँ हैं।

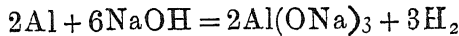
इस विधि में अलुमिना, फ्लोरस्पार और क्रायोलाइट का मिश्रण पिघलाकर विद्युत्-विच्छेदित किया जाता है। इससे केवल अलुमिना विच्छेदित होता है। शेष पदार्थ द्रावक के काम करते हैं। अलुमिना १६००° श के लगभग पिघलता है पर क्रायोलाइट की उपस्थिति में ६००° श के लगभग पर ही पिघलता है। यह विद्युत्-विच्छेदन लोहे के एक पात्र (बाक्स) में में होता है। इस पात्र में अन्दर की ओर कार्बन की ईंट लगी रहती है। यही कार्बन की ईंट ऋण-विद्युत्द्वार होती है। धन-विद्युत्द्वार कार्बन के मोटे छड़ होते हैं, जिन्हें इच्छानुसार ऊपर या नीचे कर सकते हैं (चित्र ३४)।

चित्र ३४

पात्र में अलुमिना और अन्य पदार्थों को रखकर विद्युत् द्वारा पिघलाकर उपर्युक्त तापक्रम (८२०° से ६००° श) पर रखते हैं। इस प्रकार अलुमिना विच्छेदित हो जाता है। आक्सिजन ऊर्ध्व मार्ग से निकल जाता है और कार्बन के छड़ को कुछ जला भी देता है। धातु, भारी होने के कारण, पेंदे में इकट्ठी होती है और समय-समय पर निकास मार्ग द्वारा निकालकर बहा ली जाती है। ऊपर से प्रवेश-मार्ग द्वारा नवीन अलुमिना समय-समय पर

डाला जाता है। इस विद्युत्-विच्छेदन विधि से प्राप्त अलुमिनियम लघ्वी-करण विधि से प्राप्त अलुमिनियम से बहुत अधिक शुद्ध होता है।

गुण। अलुमिनियम कुछ नीली आभा लिये हुए श्वेत रङ्ग का होता है। यह बहुत उच्च कोटि की पालिश ले सकता है। यह बहुत घनवर्धनीय और तन्य होता है। इसका विशिष्ट घनत्व २·६ होता है। अतः धातुओं में यह अपेक्षाकृत हलका होता है। यह ६००° श पर भङ्गुर हो जाता और तब चूर्ण किया जा सकता है। ६५५° श पर यह पिघलता है। वायु से इसमें कोई विशेष परिवर्तन नहीं होता। आर्द्र वायु में इसके बाह्य तल पर आक्सीकरण होता है और इस आक्साइड के आवरण से उस पर फिर कोई अधिक आक्सीकरण नहीं होता तथा धातु सुरक्षित रहती है। प्रबल ताप से आक्सिजन में यह तीव्रता से जलता है। ठण्डे तनु हाइड्रो-क्लोरिक अम्ल का इस पर धीरे-धीरे आक्रमण होता है। उष्ण समाहृत हाइड्रोक्लोरिक अम्ल इसे शीघ्रता से आक्रान्त करता है। तनु नाइट्रिक अम्ल का ठण्डे में आक्रमण बहुत धीरे-धीरे होता है पर गरम करने से शीघ्रता से होता है। समाहृत नाइट्रिक अम्ल की इस पर कदाचित् ही कोई क्रिया होती है। तनु गन्धकाम्ल इसे धीरे-धीरे आक्रान्त कर हाइड्रोजन निकालता है। उष्ण समाहृत गन्धकाम्ल से धातु शीघ्रता से आक्रान्त हो जाती है और इससे सल्फ़र डायक्साइड निकलता है। कार्बनिक अम्लों की अलुमिनियम पर क्रिया बड़ी मन्द होती है।

तप्त क्षारों से अलुमिनियम शीघ्र आक्रान्त हो जाता है। इससे हाइड्रोजन मुक्त होता है और अलुमिनेट बनता है।

$$2Al + 6NaOH = 2Al(ONa)_3 + 3H_2$$

अलुमिनियम को सोडियम क्लोराइड आक्रान्त करता है। यह आक्रमण कार्बनिक अम्ल और वायु की उपस्थिति में अधिक तीव्रता से होता है। उच्च तापक्रम पर अलुमिनियम लघ्वीकारक होता है। कुछ धातुओं के प्राप्त करने में—ऐसी धातुओं के जो कार्बन के द्वारा लघ्वीकृत नहीं होतीं—यह गोल्डश्मिट विधि—थरमाइट विधि—में प्रयुक्त होता है। इसके योग से

क्रोमियम धातु प्राप्त होती है। अलुमिनियम और आयर्न आक्साइड का मिश्रण 'थरमाइट' के नाम से लोहे और फ़ौलाद के जोड़ने में काम आता है। भार में हलका, रङ्ग में सफ़ेद, वायु या हाइड्रोजन सल्फ़ाइड में अविकृत, लवणों के विषहीन होने से यह अनेक कामों में प्रयुक्त होता है। यह यदि कोमल न होता; और यदि ढाँचे में इससे पात्र बन सकते तथा टाँका देने में इसमें सुविधा होती तो इसका प्रयोग और भी विस्तृत होता। विगत कुछ वर्षों से पता लगा है कि ऑक्सी-ऐसिटिलीन ज्वाला में अलुमिनियम को सोडियम क्लोराइड से ढककर उसमें टाँका दिया जा सकता है। घरेलू और रासायनिक पात्र इसके बनते हैं। इसकी अनेक मिश्रधातुएँ भी होती हैं। अलुमिनियम के यौगिक रङ्गसाज़ी में व्यवहृत होते हैं। ईंट, पोरसीलेन (चीनी), सीमेंट, मिट्टी, अभ्रक इत्यादि अलुमिनियम के यौगिक हैं।

मिश्रधातु। अलुमिनियम बहुत उपयोगी मिश्रधातु बनता है। अलुमिनियम काँसे में दश प्रतिशत ताँबा और ८० प्रतिशत अलुमिनियम रहता है। इसका रङ्ग स्वर्ण सा पीला होता है। इसका तन्य बल ऊँचा होता है। यह उच्च कोटि की पालिश भी धारण कर सकता है। यह शीघ्र आक्रान्त नहीं होता। मैगनीसियम के साथ यह जो मिश्रधातु बनता है उसे 'मैगनेलियम' कहते हैं। इसमें अलुमिनियम की अपेक्षा अधिक तन्य बल होता है। यह पर्याप्त कठोर भी होता है और अलुमिनियम से कम आक्रान्त भी होता है। डुरेलुमिन में ४ प्रतिशत ताँबा, आधा प्रतिशत मैगनीसियम, आधा प्रतिशत मैंगनीज़ और शेष अलुमिनियम होता है। यह मिश्रधातु बहुत हलकी होती है। ६० प्रतिशत अलुमिनियम और १० प्रतिशत वङ्ग की मिश्रधातु में पीतल का गुण होता है। पर यह पीतल से हलकी और उससे कम आक्रान्त होनेवाली होती है। फ़ौलाद में $\frac{१}{१०}$ प्रतिशत अलुमिनियम से इसकी तरलता बढ़ जाती है और इसका द्रवणाङ्क कम हो जाता है। अलुमिनियम के पत्र को मरक्यूरिक क्लोराइड के विलयन में डालने से पत्र के ऊपर अलुमिनियम का पारद-मिश्रण बन जाता है। यह पत्र तब शीघ्रता से उष्ण जल को विच्छेदित कर हाइड्रोजन निकालता है।

अलुमिनियम आक्साइड, Al_2O_3 । कोरंडम खनिज शुद्ध अलुमिनियम आक्साइड है। माणिक में भी अलुमिनियम आक्साइड ही है पर क्रोमियम के कारण इसमें रङ्ग होता है। नील मणि भी अलुमिनियम आक्साइड ही है। सम्भवतः कोबाल्ट के कारण इसका रङ्ग नीला होता है। पीत पुखराज, बैंगनी मरतिशं मणि, और हरा मरकत भी अलुमिनियम आक्साइड ही है; पर अन्य लवणों के कारण ये रङ्गीन होते हैं। ऐमरी हिमेटाइट के साथ मिला हुआ अलुमिनियम आक्साइड है। कठोरता में हीरा और कोरंडम के बाद ऐमरी का ही स्थान है। यह पालिश करने और पीसने के यन्त्रों के निर्माण में प्रयुक्त होता है। जल लिये हुए अलुमिनियम आक्साइड का असंस्कृत रूप बौक्साइट है। कोरंडम आसाम में, मध्य भारत और मद्रास में पाया जाता है। बौक्साइट मध्यप्रान्त में, बिहार में, उड़ीसा में, काश्मीर में और मैसूर में पाया जाता है। बम्बई प्रान्त में कोल्हापुर के निकट इसका विस्तृत निःक्षेप है। अलुमिनियम हाइड्राक्साइड को थोड़े क्रोमियम हाइड्राक्साइड के साथ आक्सी-हाइड्रोजन ज्वाला में पिघलाने से कृत्रिम माणिक आजकल तैयार होता है। अलुमिनियम हाइड्राक्साइड के फूँकने से इसका सारा जल निकलकर यह अनार्द्र आक्साइड Al_2O_3 में परिणत हो जाता है। इस आक्साइड पर समाहृत खनिज अम्लों की मन्द क्रिया होती है। पर कोरंडम और ऐमरी पर अम्लों की कोई क्रिया नहीं होती।

अलुमिनियम हाइड्राक्साइड, $Al(OH)_3$ । अलुमिनियम लवणों के विलयन में दाहक पोटाश या दाहक सोडा या अमोनिया या अमोनियम कार्बनेट के डालने से अलुमिनियम हाइड्राक्साइड अवक्षिप्त हो जाता है।

इस प्रकार से अवक्षिप्त हाइड्राक्साइड अपने साथ रङ्गों को भी लेता जाता है। यदि सूत को अलुमिनियम के लवण के विलयन में डुबाकर फिर रङ्ग के पात्र में डुबाया जाय तो रङ्ग सूतों पर स्थित हो जाता है। जो लवण इस प्रकार रङ्गों को सूत पर स्थित होने में सहायता करते हैं उन्हें रङ्ग-बन्धक कहते हैं।

तुरन्त का अवक्षिप्त हाइड्राक्साइड तनु अम्लों में शीघ्रता से घुल जाता है, पर साधारण तापक्रम पर धीरे-धीरे और उबालने पर शीघ्रता से यह ऐसे रूप में बदल जाता है जो कठिनता से घुलता है। गरम करने से यह $Al_2O_3 2H_2O$ में, फिर $Al_2O_3H_2O$ में और अन्त में Al_2O_3 में परिणत हो जाता है। अलुमिनियम हाइड्राक्साइड वस्तुतः निम्न-लिखित रूपों में प्राप्त होता है।

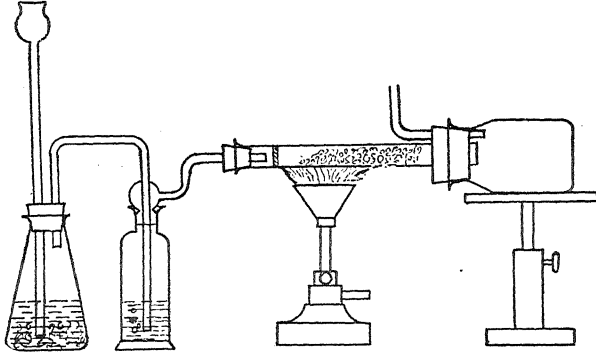
(१) कोलायडल रूप में। इसका सूत्र $Al_2O_3XH_2O$ है। यह जल में विलेय होता है। अलुमिनियम ऐसिटेट के तनु विलयन के खुला रखने और क्रिया-फल को पार-विश्लेषक में रखने से जल में कोलायडल अलुमिनियम हाइड्राक्साइड रह जाता है।

(२) अवक्षिप्त $Al(OH)_3$ के रूप में। यह तनु अम्लों में विलेय होता है।

(३) अवक्षिप्त $Al_2O_3 H_2O$ के रूप में। यह तनु अम्लों में अविलेय होता है।

(४) मणिभीय (Al_2O_3) रूप में जो प्रबल अम्लों में भी अविलेय होता है।

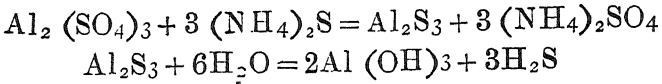
अलुमिनियम क्लोराइड, $AlCl_3$। अलुमिनियम को क्लोरीन में गरम करने से अलुमिनियम क्लोराइड प्राप्त होता है। अधिक सुविधा से शुष्क क्लोरीन के प्रवाह में अलुमिना और कार्बन के गरम करने से यह प्राप्त होता है। शुष्क हाइड्रोजन क्लोराइड की अलुमिनियम पर की क्रिया से भी अनार्द्र अलुमिनियम क्लोराइड प्राप्त हो सकता है। चित्र ३५ में गन्धकाम्ल की हाइड्रोक्लोरिक अम्ल पर की क्रिया से हाइड्रोजन क्लोराइड निकलकर गन्धकाम्ल में धूलकर काँच की एक चौड़ी नली में प्रविष्ट होता है जिसमें अलुमिनियम का चूर्ण तप्त होता है। यहाँ अलुमिनियम क्लोराइड बनकर वाष्प के रूप में बोतल में आता है जहाँ वह घनीभूत हो इकट्ठा होता है। इसमें उपकरण के प्रत्येक भाग का शुष्क रहना अत्यावश्यक है। इन विधियों से यह अनार्द्र अवस्था में प्राप्त होता है। अलुमिनियम को

हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में गरम करने से इसका विलयन प्राप्त होता है। इस विलयन के सुखाने से $AlCl_3\ 6H_2O$ के मणिभ प्राप्त होते हैं।

चित्र ३५

यह श्वेत मणिभीय घन है। गरम करने से यह शीघ्र ही १८०° श पर वाष्पीभूत हो जाता है। क्वथनाङ्क पर इसके वाष्प के घनत्व से मालूम होता है कि इसका सूत्र Al_2Cl_6 है पर ४५०° श के ऊपर इसका घनत्व $AlCl_3$ सूत्र के अनुकूल है।

यह प्रबल प्रस्वेद्य होता है। जलीय विलयन में यह बहुत कुछ जल-विच्छेदित हो जाता है। यह अनेक यौगिकों के साथ युग्म लवण बनता है। अनार्द्र अलुमिनियम क्लोराइड कार्बनिक रसायन में प्रयुक्त होता है।

अलुमिनियम सल्फ़ाइड, Al_2S_3। अलुमिनियम को गन्धक के साथ गरम करने से यह प्राप्त होता है। केवल शुष्क रीति से ही यह प्राप्त हो सकता है क्योंकि जल के संसर्ग से यह अलुमिनियम हाइड्राक्साइड और हाइड्रोजन सल्फ़ाइड में विच्छेदित हो जाता है। अलुमिनियम लवणों के विलयन में अमोनियम सल्फ़ाइड के डालने से अलुमिनियम सल्फ़ाइड बनता है, पर यह शीघ्र ही विच्छेदित हो अलुमिनियम हाइड्राक्साइड में अवक्षिप्त हो जाता है।

$$Al_2(SO_4)_3 + 3(NH_4)_2S = Al_2S_3 + 3(NH_4)_2SO_4$$
$$Al_2S_3 + 6H_2O = 2Al(OH)_3 + 3H_2S$$

अलुमिनियम सल्फ़ेट, $Al_2(SO_4)_3$। अलुमिनियम सल्फ़ेट प्रकृति में भी पाया जाता है। बौक्साइट को गन्धकाम्ल में घुलाकर व्यापार का अलुमिनियम सल्फ़ेट प्राप्त होता है। ऐसे क्रिया-फल में लोहा रहता है। जिस काम के लिए यह सल्फ़ेट प्रयुक्त होता है उसमें लोहा हानिकारक होता है। अतः लोहे को सावधानी से दूर करना आवश्यक होता है। अलुमिनियम सल्फ़ेट तैयार करने के पहले बौक्साइट को फूँकते हैं। इससे लोहा अविलेय होकर गन्धकाम्ल में घुलता नहीं है। अलुमिनियम सल्फ़ेट के मणिभ में निम्न तापक्रम पर १६ अणु जल के होते हैं। इसका जलीय विलयन आम्लिक होता है। अलुमिनियम सल्फ़ेट रङ्गसाज़ी में, छींट की छपाई में, पनालों के जल को स्वच्छ कर निर्दोष बनाने में प्रयुक्त होता है।

ऐलम। अलुमिनियम सल्फ़ेट कुछ और धातुओं के सल्फ़ेटों के साथ संयुक्त हो युग्म लवण बनता है। इन युग्म लवणों को 'ऐलम' कहते हैं। इनमें सबसे अधिक महत्व का लवण पोटासियम ऐलम या फिटकिरी $Al_2(SO_4)_3 K_2SO_4 24H_2O$ है।

इन ऐलमों का सामान्य सूत्र $R_2(SO_4)_3M_2SO_424H_2O$ होता है। यहाँ R अलुमिनियम, लोहा, क्रोमियम, मैंगनीज़, इरिडियम और गैलियम हो सकता है और M कोई एक-बन्धक तत्त्व, जैसे सोडियम। पोटासियम, अमोनियम, रूबीडियम, या चाँदी हो सकता है। ऐलम मणिभीय समरूपी होते हैं। इनके मणिभ घनाकार या अष्टफलकीय होते हैं। इनमें मणिभीकरण के जल का २४ अणु रहता है। ऐलम में जब अलुमिनियम होता है तब केवल एक-बन्धक तत्त्व का नाम ऐलम के पहले जोड़ देते हैं जैसे पोटासियम ऐलम, अमोनियम ऐलम इत्यादि। पोटासियम ऐलम से पोटासियम और अलुमिनियम सल्फ़ेट के युग्म लवण का बोध होता है। अमोनियम ऐलम से अमोनियम और अलुमिनियम सल्फ़ेट के युग्म लवण का

बोध होता है। जब ऐलम में अलुमिनियम के स्थान में कोई दूसरी धातु रहती है तब उस एक-बन्धक तत्त्व के साथ-साथ उस धातु का भी नाम जोड़ देते हैं। पोटासियम क्रोमियम ऐलम से पोटासियम और क्रोमियम सल्फेट के युग्म लवण का, अमोनियम लोह ऐलम से अमोनियम और लोहे के सल्फेट के युग्म लवण का बोध होता है।

सब ऐलम जल में विलेय होते और क्रिया में आम्लिक होते हैं। उनका स्वाद कसैला होता है, गरम करने से उनसे धीरे-धीरे जल निकलता है और उच्च तापक्रम पर वे आक्साइड और क्षारीय सल्फेट में परिणत हो जाते हैं। अमोनियम ऐलम में केवल धातु का आक्साइड रह जाता है।

पोटासियम ऐलम (फिटकिरी) $Al_2(SO_4)_3$ K_2SO_4 $24H_2O$। अलुमिनियम सल्फेट में पोटासियम सल्फेट की आवश्यक मात्रा डालने से यह प्राप्त होता है। फिटकिरी पत्थर $Al_2(SO_4)_3$ K_2SO_4 $2Al_2O_3$ $8H_2O$ प्रकृति में पाया जाता है। इससे भी फिटकिरी तैयार होती है। इस पत्थर को पहले फूँकते हैं और तब जल में घुलाते हैं। इससे फिटकिरी घुलकर विलयन में चली आती और अविलेय अलुमिना रह जाता है। ऐसी फिटकिरी को 'रोमन फिटकिरी' कहते हैं। लोहे के कारण इसका वर्ण कुछ रक्त होता है पर यह लोहा अविलेय आक्साइड के रूप में होने के कारण सरलता से पृथक् किया जा सकता है। इस प्रकार शुद्ध फिटकिरी प्राप्त होती है।

एक प्रकार के घोंघे से भारत में पहले फिटकिरी तैयार होती थी और अब भी थोड़ी मात्रा में पञ्जाब में इससे तैयार होती है। इस घोंघे में अलुमिनियम सिलिकेट रहता है। इसके साथ-साथ बहुत बारीक चूर्ण में आयर्न पीराइटीज़ मिला हुआ रहता है। घोंघे को पहले फूँकते हैं, फिर वायु और जल में खुला रखते हैं। इससे गन्धकाम्ल बनकर अलुमिनियम सिलिकेट आक्रान्त होकर अलुमिनियम सल्फेट में परिणत होता और लोहा, फेरस् सल्फेट, फेरिक सल्फेट और फेरिक आक्साइड में परिणत हो जाता है आक्सीकृत ढेर

को जल से घुलाकर समाहृत कर उसमें पोटासियम सल्फेट की आवश्यक मात्रा डालते हैं और विलयन को यन्त्रों से हिलाते हैं। ठण्डा होने पर इससे फिटकिरी के मणिभ प्राप्त होते हैं।

फिटकिरी जल में विलेय होती है। तापक्रम की वृद्धि से इसकी विलेयता बढ़ती है। १०० भाग जल में ०° श पर इसका ४ भाग ५०° श पर ४४ भाग १००° श पर ३५७ भाग विलेय होता है। फिटकिरी अलकोहल में अविलेय होती है।

४२° श तक गरम करने से पोटासियम ऐलम के मणिभीकरण के जल का ११ अणु निकल जाता है। बन्द पात्र में गन्धकाम्ल के ऊपर ६१° श तक गरम करने से इसके जल का १८ अणु निकल जाता है। गरम करने पर यह पहले मणिभीकरण के जल में पिघलता है और फिर यह जल धीरे-धीरे निकलता है। निम्न रक्त तापक्रम पर यह श्वेत सुषिर ढेर में परिणत हो जाता है। इसे भूनी हुई फिटकिरी कहते हैं। और भी उच्च तापक्रम पर यह पोटासियम सल्फेट, अलुमिना और सल्फर डायक्साइड में विच्छेदित हो जाता है। भूनी हुई फिटकिरी जल में धीरे-धीरे घुलती है।

फिटकिरी कागज़ के व्यवसाय में, रङ्गसाज़ी में, छींट की छपाई में, जल के स्वच्छ करने इत्यादि में प्रयुक्त होती है।

चीनी मिट्टी का व्यवसाय

चीनी मिट्टी शुद्ध अलुमिनियम सिलिकेट है। सामान्य मिट्टी में अलुमिनियम सिलिकेट के साथ-साथ बालू या चूना-पत्थर मिला रहता है। आयर्न आक्साइड की उपस्थिति के कारण इसका रङ्ग लाल होता है। कार्बनिक पदार्थों के कारण इसका रङ्ग काला होता है। भीगी मिट्टी में नम्यता होती है। इस कारण इच्छानुकूल इसके सामान तैयार हो सकते हैं। भीगी अवस्था में मिट्टी को जो आकार दिया जाता है सूखने पर वह वैसा ही रहता है। पर मिट्टी के सूखे सामान बहुत शीघ्रता से टूटते हैं। अतः उन्हें पकाना पड़ता है। पकाने में उनके कण कुछ सिकुड़कर अधिक

कठोर हो जाते हैं और सट भी जाते हैं। इस कारण मिट्टी, मिट्टी के पात्रों के बनाने में, ईंट और खपड़ों के बनाने में, पत्थर और चीनी के पात्रों के बनाने में प्रयुक्त होती है। इन सामग्रियों के बनाने के व्यवसाय को 'चीनी मिट्टी का व्यवसाय' कहते हैं।

अशुद्ध मिट्टी, मिट्टी के पात्रों, ईंटों और खपड़ों के बनाने में काम आती है। अधिक शुद्ध मिट्टी पत्थर के सामानों के बनाने में और चीनी मिट्टी पोरसीलेन के सामानों के बनाने में प्रयुक्त होती है।

ईंट और पोरसीलेन के बनाने में मिट्टी के पकाने में यह अंशतः द्रवित होती है जिससे उसके कण अधिक सटकर दृढ़ काँच से ढेर बन जाते हैं। अलुमिना और सिलिका के अंश के अधिक होने से मिट्टी कठिनता से पिघलती है। अलकली और भास्मिक पदार्थों की अधिकता से मिट्टी अपेक्षाकृत अधिक सरलता से पिघलती है। भट्टियों में प्रयुक्त होने के लिए ऐसी ईंटें चाहिएँ जो बहुत उच्च तापक्रम पर भी न पिघलें। अतः ऐसी ईंटें ऐसी मिट्टी से बनाई जाती हैं जिनमें प्रायः सबका सब अलुमिना और सिलिका होता है। ईंट, टाइल और पोरसीलेन के पकाने में चमकीले रक्त ताप से नीले श्वेत ताप का तापक्रम प्रयुक्त होता है।

लुक फेरना। उपर्युक्त रीति से पकाये हुए पोरसीलेन के सामान सछिद्र होते हैं। उनमें जल प्रविष्ट होकर आर-पार आ-जा सकता है। ऐसे छेदों को बन्द करने और उन्हें जल से अप्रवेश्य बनाने के लिए उन पर लुक फेरा जाता है। आँवें में पक जाने पर मिट्टी के सामानों पर आँवें में ही नमक छिड़का जाता है। जलवाष्प से नमक कुछ-कुछ विच्छेदित हो दाहक सोडा और हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में परिणत हो जाता है। यह दाहक सोडा मिट्टी के साथ संयुक्त हो उसकी तह पर गलनीय सोडियम अलुमिनियम सिलिकेट बनता है जिससे उसके छिद्र बन्द हो जाते हैं और उस पर चमक आ जाती है। पत्थर और पोरसीलेन के पकाये हुए सामान फ़ेलस्पार और बालू से आसक्त जल में डुबाये जाते हैं। फ़ेलस्पार के छोटे-छोटे टुकड़े बाह्य

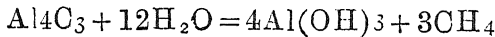
जल को आच्छादित कर छिद्रों में प्रविष्ट कर जाते हैं। इन्हें फिर पकाते हैं। फ़ेलस्पार और बालू के टुकड़े फिर पिघलकर एक पारदर्शक कठोर आवरण से तहों को आच्छादित कर देते हैं।

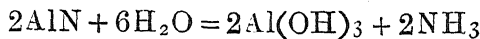
इनेमल गलनीय सिलिकेट है जो धातु के सामानों को आच्छादित करने के लिए प्रयुक्त होता है। लोहे के सामानों में ही प्रधानतः इनेमल होता है क्योंकि लोहे के इनेमल किये हुए सामानों में मोरचा नहीं लगता। ये अम्लों से आक्रान्त भी नहीं होते हैं। इनका तल सुन्दर, चमकीला और चिकना होता है।

अल्ट्रामेरीन। अल्टामेरीन एक कृत्रिम नीला रङ्ग है। प्रकृति में यह लाजवर्द के नाम से पाया जाता है।

केयोलीन, सोडियम सल्फ़ेट और कोयले को बन्द और अग्निजित घरिया में चमकीले रक्तताप पर गरम करने से यह प्राप्त होता है। यद्यपि अल्ट्रा-मेरीन नाम चमकीले नीले रङ्ग के लिये प्रयुक्त होता है पर कृत्रिम रीति से भिन्न-भिन्न आभाओं का अल्ट्रामेरीन प्राप्त होता है।

अलुमिनियम कारबाइड, Al_4C_3। यह अलुमिनियम को कालसियम कारबाइड के साथ गरम करने या अलुमिनियम क्लोराइड की उपस्थिति में कार्बन मनाक्साइड में अलुमिनियम के गरम करने से प्राप्त होता है। यह पीत रङ्ग का मणिभीय यौगिक है और जल के संसर्ग से मिथेन बनता है।

$$Al_4C_3 + 12H_2O = 4Al(OH)_3 + 3CH_4$$

अलुमिनियम नाइट्राइड AlN। अलुमिनियम नाइट्रोजन के साथ गरम करने पर धीरे-धीरे संयुक्त हो अलुमिनियम नाइट्राइड बनता है। यह भूरे रङ्ग का मणिभीय चूर्ण होता है। जल के संसर्ग से इससे अमोनिया निकलता है।

$$2AlN + 6H_2O = 2Al(OH)_3 + 2NH_3$$

अलुमिनियम की पहचान और निर्धारण। अलुमिनियम के लवणों को तीव्र आँच में जलाने से अलुमिना का श्वेत अवक्षेप प्राप्त होता है। यह फूँकनी की ज्वाला में चमकता है।

उपर्युक्त अवक्षेप को कोबाल्ट क्लोराइड के विलयन से भिगाकर फिर जलाने से सुन्दर नीला अवक्षेप प्राप्त होता है।

अलुमिनियम के लवणों के विलयन में अमोनिया डालने से अलुमिनियम हाइड्राक्साइड का अवक्षेप प्राप्त होता है। साइट्रिक और टार्टरिक अम्लों के सदृश कार्बनिक अम्लों की उपस्थिति में यह अवक्षेप नहीं प्राप्त होता।

अलुमिनियम की मात्रा सदा ही उसे अलुमिनियम हाइड्राक्साइड के रूप में अवक्षिप्त कर अवक्षेप को जलाकर अलुमिना में परिणत कर अलुमिना के तौलने से निर्धारित होती है।

थैलियम

सङ्केत, Th; परमाणु-भार = २०४

उपस्थिति। थैलियम का आविष्कार सन् १८६१ ई० में क्रूक्स ने किया था। गन्धकाम्ल के निर्माण में जो सिलिनियम का निःक्षेप प्राप्त हुआ था उसमें से सिलिनियम के निकाल लेने पर जो बच गया उसमें इस नये तत्त्व का पता लगा और इसका नाम थैलियम दिया गया।

थैलियम थोड़ी-थोड़ी मात्रा में अनेक आयर्न पीराइटीज़ में पाया जाता है। गन्धकाम्ल के निर्माण में पीराइटीज़ की चूल्हे की नली में जो धूल इकट्ठी होती है उसमें थैलियम आक्साइड रहता है। ताम्र, सिलिनियम और चाँदी के दुष्प्राप्य खनिज क्रूकेसाइट में १८ प्रतिशत तक थैलियम रहता है।

धातु प्राप्त करना। थैलियम सल्फ़ेट के विलयन में यशद की पट्टी डुबाने से यशद पर थैलियम धातु निःक्षिप्त हो जाती है। यह निःक्षेप स्पञ्जी होता है। इसे दबाकर घरिया में पोटासियम सायनाइड के नीचे पिघलाने से ढेर में धातु प्राप्त होती है।

गुण। थैलियम कोमल भारी धातु है। देखने में थैलियम सीस के ऐसा मालूम होता है। यह चाकू से काटा भी जा सकता है। रगड़ने से काग़ज़ पर दाग़ पड़ जाता है। वायु में खुला रखने से यह धुँधला हो जाता है। इसका कारण यह है कि इसके ऊपर थैलियम आक्साइड का आवरण

चढ़ जाता है। इसका विशिष्ट घनत्व ११'८ है। यह २९०° श पर पिघलता है।

वायु और जलवाष्प में खुला रखने से यह धीरे-धीरे थैलस् हाइड्राक्साइड में परिणत हो जाता है। यह हाइड्राक्साइड जल में विलेय होता और इसकी क्रिया क्षारीय होती है।

थैलियम दो श्रेणियों का लवण बनता है। एक श्रेणी के लवणों में यह एक-बन्धक होता है। ऐसे लवणों को थैलस् लवण कहते हैं। दूसरी श्रेणी के लवणों में यह त्रिबन्धक होता है और ऐसे लवणों को थैलिक लवण कहते हैं।

थैलस् आक्साइड, Th_2O । थैलस् हाइड्राक्साइड को १००° श तक गरम करने से यह कृष्ण चूर्ण के रूप में प्राप्त होता है। जल में विलीन हो यह हाइड्राक्साइड बनता है।

थैलस् हाइड्राक्साइड, ThOH । थैलस् सल्फ़ेट के विलयन में बेरियम हाइड्राक्साइड के डालने से बेरियम सल्फ़ेट अवक्षिप्त हो जाता और थैलियम हाइड्राक्साइड विलयन में रह जाता है। विलयन के समाहृत करने से सूच्याकार $ThOHH_2O$ के पीत मणिभ प्राप्त होते हैं।

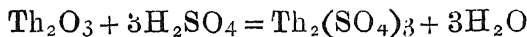
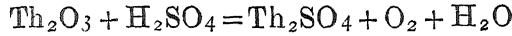
थैलस् हाइड्राक्साइड जल में विलेय होता है। इसका विलयन आम्लिक होता है और हल्दी के काग़ज़ पर इससे कपिल वर्ण का दाग़ पड़ता है। रङ्ग के नष्ट हो जाने से यह दाग़ शीघ्र ही नष्ट हो जाता है।

थैलिक आक्साइड, Th_2O_3 । थैलियम के वायु में जलने से यह आक्साइड प्राप्त होता है।

यह धुँधला रक्तवर्ण का चूर्ण है। यह जल में अविलेय होता है, परन्तु गन्धकाम्ल में विलीन हो थैलिक सल्फ़ेट बनता है।

$$Th_2O_3 + 3H_2SO_4 = Th_2(SO_4)_3 + 3H_2O$$

तप्त समाहृत गन्धकाम्ल के द्वारा आक्सिजन निकलता और थैलस् सल्फ़ेट बनता है।

$$Th_2O_3 + H_2SO_4 = Th_2SO_4 + O_2 + H_2O$$

रक्तताप पर थैलिक आक्साइड आक्सिजन और थैलस् अक्साइड में विच्छेदित हो जाता है।

थैलस् सल्फ़ाइड, Th_2S और थैलिक सल्फ़ाइड, Th_2S_3। थैलस् लवणों के उदासीन या क्षारीय विलयनों से—खनिज अम्लों के आम्लिक विलयन से नहीं—हाइड्रोजन सल्फ़ाइड के द्वारा थैलस् सल्फ़ाइड का कृष्ण अवक्षेप प्राप्त होता है। धातु को गन्धक के आधिक्य में गरम करने से थैलिक सल्फ़ाइड प्राप्त होता है।

थैलस् क्लोराइड, $ThCl$ और थैलिक क्लोराइड, $ThCl_3$। थैलस् लवणों के विलयन में हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के डालने से थैलस क्लोराइड का श्वेत स्थूल अवक्षेप प्राप्त होता है। यह उष्ण जल में ठण्डे जल की अपेक्षा बहुत अधिक विलेय होता है। थैलस क्लोराइड से आस्रस्त जल में क्लोरीन ले जाने से थैलिक क्लोराइड बनता है। इस प्रकार से प्राप्त विलयन को शून्य में समाहृत करने से $ThCl_3,2H_2O$ के वर्ण-रहित पारदर्शक मणिभ प्राप्त होते हैं।

थैलस् क्लोराइड प्लाटिनम क्लोराइड के साथ अविलेय युग्म लवण $2ThCl, PtCl_4$ बनता है। यह युग्म लवण जल में प्रायः अविलेय होता है।

थैलियम की पहचान और निर्धारण। थैलियम लवणों से बुंसेन ज्वालक की ज्वाला हरी होती है। इसके वर्णपट में ५४३६ तरङ्गदैर्घ्य की हरी रेखा होती है।

ठण्डे जल में प्रायः अविलेय होने के कारण थैलियम के पहचानने में थैलस् क्लोराइड या थैलस् आयोडाइड प्रयुक्त हो सकता है।

इसकी मात्रा थैलस् आयोडाइड में अवक्षिप्त कर निर्धारित की जा सकती है। थैलस् आयोडाइड का एक भाग साधारण तापक्रम पर जल के २०००० भाग में विलेय होता है। प्लाटिनम के युग्म लवण के रूप में भी

अवक्षिप्त कर इसकी मात्रा निर्धारित हो सकती है। इसका एक भाग जल के १६००० भाग में घुलता है।

अलुमिनियम, बोरन और थैलियम का तुलनात्मक अध्ययन।

इस वर्ग में अलुमिनियम, बोरन और थैलियम हैं। इन तत्त्वों में थैलियम का स्थान विचित्र है। कुछ गुणों में यह पोटासियम से बहुत कुछ सादृश्य रखता है। पोटासियम यौगिकों के सदृश इसके आक्साइड, हाइड्राक्साइड और सल्फेट जल में विलेय होते हैं। इसके सल्फेट, परक्लोरेट और फ़ास्फेट पोटासियम के तदनुरूप लवणों के समरूपी होते हैं। यह पोटासियम के सदृश ऐलम भी बनता है। इन लवणों में यह पोटासियम का ही स्थान ग्रहण करता है न कि अलुनियम का। इसके आक्साइड, हाइड्राक्साइड और कार्बनेट क्षारीय होते हैं। चाँदी और सीस के सदृश यह कम घुलनेवाला क्लोराइड, ब्रोमाइड और आयोडाइड बनता है। थैलियम त्रिबन्धक भी होता है। इस बात में यह अलुमिनियम के समान है पर अलुमिनियम के सदृश क्षारीय धातुओं से ऐलम नहीं बनता।

अलुमिनियम और बोरन एक ही वर्ग के तत्त्व हैं। बोरन का वर्णन पहले भाग में हो चुका है। इन दोनों तत्त्वों की तुलना से निम्न-लिखित बातें मालूम होती हैं।

अलुमिनियम और बोरन दोनों ही त्रिबन्धक हैं। ये सरलता से मुक्तावस्था में नहीं प्राप्त होते। इन दोनों तत्त्वों के आक्साइड उच्च तापक्रम पर दूसरी धातुओं के आक्साइड के साथ संयुक्त होते हैं।

इन दोनों तत्त्वों के सल्फ़ाइड जल में जल-विच्छेदित हो जाते हैं और इससे ये सल्फ़ाइड शुष्क रीति से ही प्राप्त हो सकते हैं। परमाणु-भार की वृद्धि से इनके भौतिक गुणों में कोई क्रमबद्ध परिवर्तन दृष्टिगत नहीं होता। बोरन का विशिष्ट घनत्व २·४५ और २·६५ तथा अलुमिनियम का २·६ है। बोरन बहुत उच्च तापक्रम पर पिघलता है और अलुमिनियम ६६०° श पर ही पिघल जाता है।

बोरन अधातु है और कदाचित् ही इसमें धातु के गुण होते हैं। अलुमिनियम तन्य और घनवर्धनीय धातु है। बोरन ट्राइ-आक्साइड प्रधानतः आम्लिक होता है। इसमें भास्मिक गुण बहुत दुर्बल होते हैं। यह सल्फेट और फ़ास्फेट बनता है पर ये लवण बहुत अस्थायी होते हैं और शीघ्र ही जल-विच्छेदित हो जाते हैं। अलुमिनियम आक्साइड भास्मिक होता है और यह स्थायी सल्फेट, नाइट्रेट इत्यादि लवण बनता है। समें आम्लिक गुण भी होता है और यह क्षारों के साथ अलुमिनेट बनता है।

बोरन पर हाइड्रोक्लोरिक अम्ल और गन्धकाम्ल की कोई क्रिया नहीं होती, नाइट्रिक अम्ल बोरन को बोरन ट्रायक्साइड में परिणत करता है। अलुमिनियम तनु अम्लों में शीघ्रता से घुल जाता है और इससे अलुमिनियम के लवण प्राप्त होते हैं।

बोरन मणिभीय और अमणिभीय दोनों रूपों में प्राप्त होता है। अलुमिनियम का कोई रूपान्तर नहीं होता।

बोरन के आक्साइड से ज्वाला का रङ्ग हरा, विशेषतः अलकोहल की उपस्थिति में, होता है पर अलुमिनियम के आक्साइड से ज्वाला का कोई रङ्ग नहीं होता।

प्रश्न

१—बौक्साइट से अलुमिनियम कैसे निकाला जाता है? इसके गुण और प्रयोग क्या हैं? किन गुणों के कारण यह धातु इंजिनियरों, धातु-शोधकों और व्यवसायियों के द्वारा प्रयुक्त होती है?

२—अलुमिनियम क्लोराइड और थैलस् क्लोराइड कैसे तैयार होते हैं? जल, वाष्प और अमोनिया की इन पर क्या क्रियाएँ होती हैं? अलुमिनियम क्लोराइड के सूत्र के सम्बन्ध में क्या जानते हो?

३—ऐलम क्या है? फिटकिरी कैसे प्राप्त होती है? इसके प्रयोग क्या हैं?

४—अलुमिनियम आक्साइड के भौतिक और रासायनिक गुणों का वर्णन करो। प्रकृति में यह किस रूप में पाया जाता है और किन-किन कामों में प्रयुक्त होता है ?

५—पोरसीलेन क्या है ? इसकी रासायनिक प्रकृति क्या है ? पोरसीलेन के सामानों पर लुक् क्यों और कैसे फेरा जाता है ?

६—थैलियम के सम्बन्ध में क्या जानते हो ? इसके कुछ मुख्य-मुख्य यौगिकों का वर्णन करो। किन-किन बातों में थैलियम अलुमिनियम, पोटासियम और सीस से समानता रखता है ?

परिच्छेद १७

वङ्ग वर्ग

वङ्ग, सीस

वङ्ग

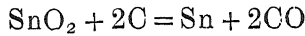
सङ्केत, Sn; परमाणु-भार = ११८·७

उपस्थिति । वङ्ग साधारणतया मुक्तावस्था में नहीं पाया जाता। इसका प्रमुख खनिज इसका आक्साइड, वङ्ग पत्थर या केसेराइट SnO_2 है। यह खनिज बड़ी मात्रा में पर अपेक्षाकृत कम स्थानों में पाया जाता है। भारत के बिहार प्रान्त की अभ्रकमयी चट्टानों में अल्प मात्रा में यह पाया जाता है। बर्मा में केसेराइट का विस्तृत निःक्षेप पाया गया है और २ से ३ हज़ार टन प्रतिवर्ष वहाँ से निकलता है। भारत में खनिजों से वङ्ग नहीं निकाला जाता। सब खनिज बाहर चला जाता है। भारत में प्रतिवर्ष हज़ार टन से अधिक वङ्ग बाहर से आता है।

धातु प्राप्त करना । वङ्ग धातु वङ्ग-पत्थर से प्राप्त होती है। साधारणतः इसके प्राप्त करने की विधि के तीन क्रम हैं—पहला फूँकना, दूसरा धोना और तीसरा लघ्वीकृत करना।

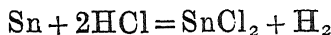
बारीक पीसे हुए खनिज को मिट्टी इत्यादि से धोकर अलग कर परावर्त्तन भट्ठी में जलाते हैं। इससे गन्धक और आर्सेनिक सल्फ़र डायक्साइड और आर्सीनियस आक्साइड बनकर भट्ठी से बाहर निकल जाता है। घनीकारक नल में आर्सेनिक निःक्षिप्त हो इकट्ठा होता और सल्फ़र डायक्साइड निकल जाता है। लोहा और ताम्र आक्साइड और सल्फ़ेट में आक्सीकृत हो जाते हैं। कभी-कभी यह जलाना घूर्णक भट्ठी में किया जाता है। इस जले हुए खनिज को फिर निर्णाक्त करते हैं जिससे कापर सल्फ़ेट

घुल जाता है और आयर्न आक्साइड और दूसरे हलके पदार्थ भी निकल जाते हैं। इस शोधित खनिज को फिर चूर्ण किए हुए अन्थ्रेसाइट और कुछ चूने या फ्लोरस्पार के साथ मिलाकर परावर्त्तन भट्ठी में जलाते हैं।

$$SnO_2 + 2C = Sn + 2CO$$

इस प्रकार जो धातु प्राप्त होती है उसे भट्ठी के चूल्हे में रखकर फिर गरम करते हैं। इससे शीघ्रता से पिघलनेवाला वङ्ग पिघलकर मिश्र-धातु से बहकर निकल जाता है। इस प्रकार से पिघले हुए वङ्ग को हरी लकड़ी से उलटते हैं जिससे धातु-मैल बाह्य तल पर चली आती है और लघ्वीकरण पूर्ण रूप से हो जाता है।

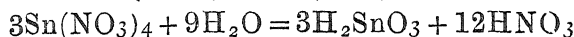
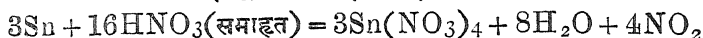
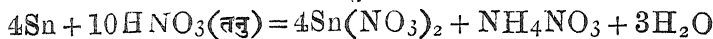
गुण। वङ्ग श्वेत वर्ण की मणिभीय धातु है। यह घनवर्धनीय होता है और चादरों में पीटा जा सकता है। पर तारों में खींचने के लिए भङ्गुर होता है। वायु में खुला रखने पर भी इसकी कान्ति नष्ट नहीं होती। यह सीस धातु से अधिक कठोर होता है पर चाकू से काटा जा सकता है। २००° श तक गरम करने से यह भङ्गुर हो जाता है और तब चूर्ण किया जा सकता है। इसका विशिष्ट घनत्व ७·३ है। यह २३०° श पर पिघलता है। पिघले हुए वङ्ग को वायु में तेज़ आँच में गरम करने से इसके ऊपर टिन डायक्साइड के पीत-श्वेत निःक्षेप का आवरण चढ़ जाता है। वङ्ग को २०° श से निम्न तापक्रम पर ठण्डा करने से यह धीरे-धीरे भूरे रङ्ग के चूर्ण में परिणत हो जाता है। यह चूर्ण वङ्ग का एक रूपान्तर है। २०° श पर यह परिवर्त्तन बहुत धीरे-धीरे होता है। −५०° श पर यह परिवर्त्तन महत्तम वेग से होता है। इस गुण के कारण ठण्डे देशों में शीतकाल में वङ्ग के पात्र चूर-चूर हो जाते हैं।

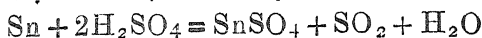
वङ्ग तनु हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में धीरे-धीरे पर समाहृत हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में शीघ्रता से घुल जाता है। इस प्रकार घुलकर स्टेनस् क्लोराइड बनता है।

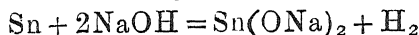
$$Sn + 2HCl = SnCl_2 + H_2$$

तनु नाइट्रिक अम्ल ठण्डे में वङ्ग को धीरे-धीरे आक्रान्त कर स्टेनस् नाइट्रेट बनता है। समाहृत अम्ल से क्रिया तीव्र होती है। इससे पहले स्टेनिक नाइट्रेट बनता है पर यह शीघ्र ही विच्छेदित हो मिटास्टेनिक अम्ल में परिणत हो जाता है। बिलकुल शुद्ध नाइट्रिक अम्ल की वङ्ग पर कोई क्रिया नहीं होती।

$$4Sn + 10HNO_3(\text{तनु}) = 4Sn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3H_2O$$

$$3Sn + 16HNO_3(\text{समाहृत}) = 3Sn(NO_3)_4 + 8H_2O + 4NO_2$$

$$3Sn(NO_3)_4 + 9H_2O = 3H_2SnO_3 + 12HNO_3$$

ठण्डे में गन्धकाम्ल की वङ्ग पर कोई क्रिया नहीं होती। उष्ण समाहृत अम्ल स्टेनस् सल्फेट और सल्फ़र डायक्साइड बनता है।

$$Sn + 2H_2SO_4 = SnSO_4 + SO_2 + H_2O$$

वङ्ग उबलते दाहक सोडा में घुलकर हाइड्रोजन निकालता है।

$$Sn + 2NaOH = Sn(ONa)_2 + H_2$$

वायु की उपस्थिति में $Sn(ONa)_2$ Na_2SnO_3 में परिणत हो जाता है।

वङ्ग पर वायु, कार्बनिक अम्ल और वानस्पतिक अम्लों की कोई क्रिया नहीं होती। अतः घरेलू पात्रों के बनाने में यह प्रयुक्त होता है। पर ऐसे पात्र अधिक मूल्यवान् होते हैं। ताम्र और पीतल के पात्रों पर मुलम्मा करने के लिए वङ्ग व्यवहृत होता है। मुलम्मा साधारणतः इस प्रकार किया जाता है।

पहले मुलम्मा करनेवाले पात्र को गरम करते हैं और उस पर अमोनियम क्लोराइड डालते हैं। इससे पात्र पर के तल पर के आक्साइड का आवरण दूर हो जाता है। स्वच्छ तप्त तल पर फिर थोड़ा वङ्ग डालते हैं। वहाँ वङ्ग पिघलता है और तब पिघले वङ्ग को चिथड़े से रगड़कर तल पर बराबर फैला देते हैं। लोहे को मोरचे से बचाने के लिए लोहे पर भी वङ्ग से मुलम्मा करते हैं। इस प्रकार वङ्ग के पतले आवरण से सुरक्षित लोहे को वङ्गपट्ट कहते हैं। वङ्गपट्ट प्राप्त करने में लोहे के चादर को तनु हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में डुबाकर बालू और जल से रगड़कर स्वच्छकर फिर पिघले वङ्ग में

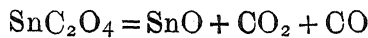
डुबाते हैं। इस प्रकार पट्ट का तल श्वेत चमकीला हो जाता है, पर यशद-आच्छादित लोह के सदृश स्थायी नहीं होता। यदि खुरचन या किसी संघर्षण के कारण लोहे के तल का कोई भाग वायु में खुल जाता है तो तत्काल ही मोरचा लगना शुरू होता है और यह मोरचा फिर सारे तल पर फैल जाता है। यशद-आच्छादित लोहे में ऐसा नहीं होता।

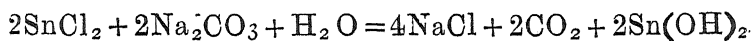
मिश्र-धातु। मिश्र-धातु के बनाने में वङ्ग बहुत अधिकता से प्रयुक्त होता है। वङ्ग और सीस की मिश्र-धातुएँ चीमड़, कठोर और शीघ्र गलनीय होती हैं। ये टाँका देने में प्रयुक्त होती हैं। साधारण टाँके में सीस और वङ्ग का बराबर-बराबर भाग रहता है। उच्च कोटि के टाँके में वङ्ग का २ भाग और सीस का १ भाग रहता है। प्यूटर में ७५ भाग वङ्ग का और २५ भाग सीस का रहता है। काँसे में ताम्र, वङ्ग और यशद रहता है। गनमेटल में ताम्र का ६ भाग और वङ्ग का १ भाग रहता है। इसका रङ्ग पीला होने के कारण पदकों के बनाने में यह काम आता है। बेल-मेटल में ताम्र का ५ भाग और वङ्ग का १ भाग रहता है। इसका रङ्ग पीलेपन के साथ भूरे रङ्ग का होता है। यह शीघ्रता से पिघलता है और बहुत ध्वनि-उत्पादक होता है। वङ्ग-पारद-मिश्रण दर्पण बनाने में प्रयुक्त होता है।

वङ्ग दो श्रेणियों का लवण बनता है। एक श्रेणी के लवणों में यह द्वि-बन्धक होता है। ऐसे लवणों को स्टेनस् लवण कहते हैं। दूसरी श्रेणी के लवणों में यह चतुर्बन्धक होता है। ऐसे लवणों को स्टेनिक लवण कहते हैं।

स्टेनस् लवण

स्टेनस् आक्साइड, SnO और स्टेनस् हाइड्राक्साइड, $Sn(OH)_2$। वायु की अनुपस्थिति में स्टेनस् आक्ज़लेट के गरम करने से स्टेनस् आक्साइड प्राप्त होता है।

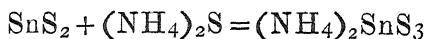
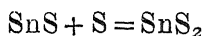
$$SnC_2O_4 = SnO + CO_2 + CO$$

स्टेनस् क्लोराइड में सोडियम कार्बनेट के डालने से स्टेनस् हाइड्राक्साइड अवक्षिप्त हो जाता है।

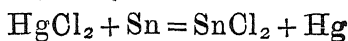
$$2SnCl_2 + 2Na_2CO_3 + H_2O = 4NaCl + 2CO_2 + 2Sn(OH)_2$$

कार्बन डायक्साइड में धीरे-धीरे गरम करने से स्टेनस् हाइड्राक्साइड का कृष्ण अवक्षेप प्राप्त होता है।

दाहक सोडा में स्टेनस् हाइड्राक्साइड से सोडियम स्टेनाइट $NaHSnO_2$ प्राप्त होता है। इसका विलयन प्रबल क्षारीय होता है।

स्टेनस् सल्फ़ाइड, SnS। वङ्ग और गन्धक के गरम करने से यह प्राप्त होता है। स्टेनस् क्लोराइड में हाइड्रोजन सल्फ़ाइड के ले जाने से भी धुँधला कपिल या कृष्णवर्ण का चूर्ण प्राप्त होता है। यह समाहृत हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में घुल जाता है। यह आम्लिक नहीं होता। अतः वर्ण-रहित अमोनियम सल्फ़ाइड में नहीं घुलता। पीत अमोनियम सल्फ़ाइड में यह घुल जाता है। क्योंकि पीत अमोनियम सल्फ़ाइड का गन्धक स्टेनस् सल्फ़ाइड को स्टेनिक सल्फ़ाइड में परिणत कर देता है।

$$SnS + S = SnS_2$$

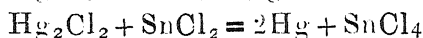
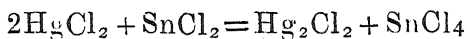
$$SnS_2 + (NH_4)_2S = (NH_4)_2SnS_3$$

स्टेनस् क्लोराइड, $SnCl_2$। वङ्ग को हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में घुलाकर विलयन के समाहृत करने से एक-सममित समपार्श्व प्राप्त होते हैं। इन मणिभों का सङ्गठन $SnCl_2\ 2H_2O$ होता है। शून्य में सुखाने पर अनार्द्र $SnCl_2$ प्राप्त होता है। वङ्ग रेतन और मरक्यूरिक क्लोराइड के गरम करने से भी अनार्द्र क्लोराइड प्राप्त होता है।

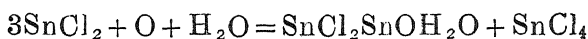
$$HgCl_2 + Sn = SnCl_2 + Hg$$

स्टेनस् क्लोराइड थोड़े जल में घुल जाता है पर अधिक जल में या वायु में खुला रखने से आक्सीक्लोराइड में अवक्षिप्त हो जाता है।

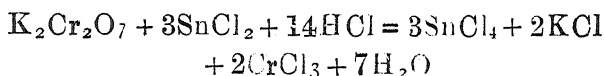
स्टेनस् क्लोराइड प्रबल लघ्वीकारक होता है क्योंकि यह शीघ्रता से आक्सिजन या क्लोरीन के साथ संयुक्त हो जाता है। मरक्यूरिक क्लोराइड के

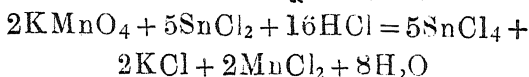
विलयन में स्टेनस् क्लोराइड के डालने से पहले मरक्यूरिक क्लोराइड लघ्वीकृत हो मरक्यूरस् क्लोराइड में परिणत हो जाता है और फिर यह धीरे-धीरे गरम करने से पारद में लघ्वीकृत हो जाता है।

$$2HgCl_2 + SnCl_2 = Hg_2Cl_2 + SnCl_4$$

$$Hg_2Cl_2 + SnCl_2 = 2Hg + SnCl_4$$

आक्सिजन के शोषण से यह आक्सीक्लोराइड और स्टेनिक क्लोराइड में परिणत हो जाता है।

$$3SnCl_2 + O + H_2O = SnCl_2SnOH_2O + SnCl_4$$

पीत पोटासियम डाइक्रोमेट को यह हरित क्रोमिक लवण में लघ्वीकृत कर देता है।

$$K_2Cr_2O_7 + 3SnCl_2 + 14HCl = 3SnCl_4 + 2KCl + 2CrCl_3 + 7H_2O$$

पोटासियम परमैंगनेट का रङ्ग यह दूर कर देता है।

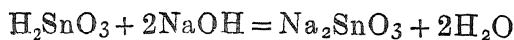
$$2KMnO_4 + 5SnCl_2 + 16HCl = 5SnCl_4 + 2KCl + 2MnCl_2 + 8H_2O$$

स्टेनस् क्लोराइड ६०६° श के लगभग पिघलता है। इसके वाष्प के घनत्व से $SnCl_2$ सूत्र ९००° श से उच्च तापक्रम पर ठीक मालूम होता है पर निम्न तापक्रमों पर इसका घनत्व Sn_2Cl_4 सूत्र के सन्निकट रहता है।

स्टेनिक लवण

स्टेनिक आक्साइड, SnO_2। वङ्ग को वायु में गरम करने या वङ्ग को नाइट्रिक अम्ल में घुलाकर गरम करने से कुछ-कुछ सफ़ेद चूर्ण के रूप में यह आक्साइड प्राप्त होता है। यह जल और अम्लों में अविलेय होता है। काँच पर पालिश करने में यह व्यवहृत होता है।

स्टेनिक हाइड्राक्साइड। स्टेनिक हाइड्राक्साइड दो प्रकार का होता है। इन दोनों में आम्लिक गुण होते हैं। चूँकि ये क्षारों के साथ संयुक्त हो लवण बनते हैं, अतः इन्हें स्टेनिक अम्ल और मिटा-स्टेनिक अम्ल कहते हैं।

स्टेनिक अम्ल, H_2SnO_3 । स्टेनिक क्लोराइड के विलयन में दाहक सोडा या सोडियम कार्बनेट के डालने से स्टेनिक हाइड्राक्साइड का अवक्षेप प्राप्त होता है। इस अवक्षेप को गन्धकाम्ल के ऊपर सुखाने से इसके जल का एक अणु निकल जाता है और H_2SnO_3 बन जाता है। यह नया यैगिक उभयगुणी होता है। इसमें निर्बल भस्म और अम्ल दोनों के गुण होते हैं। हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में घुलाने से यह स्टेनिक क्लोराइड बनता है और दाहक सोडा में घुलाने से सोडियम स्टेनेट बनता है। सोडियम स्टेनेट रङ्गसाज़ी में रङ्गबन्धक के रूप में व्यवहृत होता है।

$$H_2SnO_3 + 2NaOH = Na_2SnO_3 + 2H_2O$$

मिटा-स्टेनिक अम्ल 5 (H_2SnO_3) का सङ्गठन स्टेनिक अम्ल के सदृश ही प्रतीत होता है। वङ्ग को नाइट्रिक अम्ल में घुलाने से यह प्राप्त होता है। इस यौगिक का सङ्गठन उस तापक्रम पर निर्भर करता है जिस पर यह सुखाया जाता है। ऐसा समझा जाता है कि यह स्टेनिक अम्ल का प्रभुतावयवी है। यह द्विभास्मिक अम्ल है और ऐसा लवण बनता है जिसमें केवल दो हाइड्रोजन का स्थानापन्न होता है।

स्टेनिक सल्फ़ाइड, SnS_2 । स्टेनिक लवण के विलयन में हाइड्रोजन सल्फ़ाइड के ले जाने से स्टेनिक सल्फ़ाइड का हलका पीला चूर्ण प्राप्त होता है। यह अमोनियम सल्फ़ाइड में विलेय होता है। शुष्क रीति से यह वङ्ग पारद-मिश्रण, गन्धक और अमोनियम क्लोराइड के रिटार्ट में गरम करने से प्राप्त होता है। यहाँ जो क्रिया होती है वह बहुत ही पेचीली है। इस प्रकार से जो स्टेनिक सल्फ़ाइड प्राप्त होता है वह स्वर्ण सा सुन्दर पीत वर्ण का होता है। अतः यह पिगमेण्ट में 'नानावर्ण-खचित स्वर्ण' के नाम से प्रयुक्त होता है। आयुर्वेद का राजवङ्ग इस शुष्क रीति से तैयार स्टेनिक सल्फ़ाइड ही है।

स्टेनिक क्लोराइड, $SnCl_4$ । काँच के रिटार्ट में पिघले वङ्ग पर शुष्क क्लोरीन के प्रवाह से यह प्राप्त होता है। चूर्ण किये हुए वङ्ग को

मरक्यूरिक क्लोराइड के आधिक्य में गरम करने से भी अनार्द्र स्टेनिक क्लोराइड स्रवित होता है।

यह रङ्गहीन चञ्चल सधूम द्रव है। यह ११४° श पर उबलता है। जल के साथ संयुक्त हो यह मणिभीय हाइड्रेट $SnCl_4\ 3\ H_2O$, $SnCl_4\ 5\ H_2O$, $SnCl_4\ 8H_2O$ बनता है। $SnCl_4\ 5H_2O$ रङ्गसाज़ी में रङ्ग-बन्धक के रूप में व्यवहृत होता है।

अलकली क्लोराइडों के साथ यह युग्म लवण बनता है। अमोनिया के साथ यह $(NH_4)_2SnCl_6$ सङ्गठन का और पोटासियम के साथ K_2SnCl_6 सङ्गठन का युग्म लवण बनता है।

स्टेनिक सल्फ़ेट और स्टेनिक नाइट्रेट। ये लवण भी तैयार हुये हैं पर ये शीघ्र ही जल से विच्छेदित हो जाते हैं।

वङ्ग की पहचान और निर्धारण। वङ्ग के लवणों को कोयले पर गरम करने से वङ्ग धातु के छोटे-छोटे दाने प्राप्त होते हैं। ये दाने घन-वर्धनीय होते हैं और नाइट्रिक अम्ल में घुलाने पर अविलेय आक्साइड में परिणत हो जाते हैं। सोहागे के मणि में ताम्र के लवणों के लेश से इसकी आभा हलकी नीली हो जाती है। इस नीली आभा वाले मणि को वङ्ग या वङ्ग के यौगिकों के साथ गरम करने से इसका रङ्ग माणिक सा हो जाता है।

वङ्ग को नाइट्रिक अम्ल के साथ उबालकर और सुखाकर स्टेनिक आक्साइड में परिणत कर स्टेनिक आक्साइड के तौलने से वङ्ग की मात्रा निर्धारित होती है। आयतनमित विधि से स्टेनस क्लोराइड को आयोडीन के साथ $SnCl_2I_2$ सङ्गठन के यौगिक में परिणत कर कितना आयोडीन व्यय होता है, इससे इसकी मात्रा निर्धारित करते हैं।

सीस

संकेत, Pb; परमाणु-भार = २०७.१

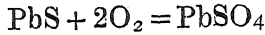
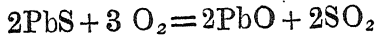
उपस्थिति। सीस कदाचित् ही मुक्तावस्था में पाया जाया है। यह प्रधानतः सल्फ़ाइड, 'गलेना' के रूप में पाया जाता है। गलेना से ही

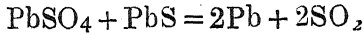
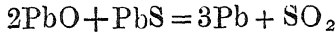
सीस धातु प्राप्त होती है। सीस भास्मिक क्लोराइड, सल्फ़ेट और कार्बनेट के रूप में भी पाया जाता है। बर्मा में गलेना का बहुत विस्तृत निःक्षेप पाया गया है। इस निःक्षेप से सीस के अतिरिक्त यशद, ताम्र और थोड़ी मात्रा में चाँदी भी प्राप्त होती है। बर्मा कारपोरेशन लिमिटेड कम्पनी इस गलेना से धातु निकाल रही है। प्रायः ३३ हज़ार टन सीस, जिसका मूल्य १.१७ करोड़ के लगभग होता है, प्रतिवर्ष इस उद्गम से प्राप्त होता है। प्रायः १४००० टन सीस प्रतिवर्ष भारत में खपता है।

इँगलैंड और स्काटलैंड के अनेक स्थानों में गलेना पाया जाता है और उससे सीस धातु निकाली जाती है। स्पेन, बेलजियम, अमेरिका, आस्ट्रेलिया और अफ्रिका के अनेक स्थानों में भी यह पाया जाता है।

धातु प्राप्त करना। खनिज से धातु प्राप्त करने में तीन विभिन्न विधियाँ प्रयुक्त होती हैं। इनमें पहली विधि 'वायु लघ्वीकरण विधि' है। इसे परसी की विधि भी कहते हैं। यह विधि प्रधानतः गलेना के लिए और ऐसे गलेना, जिसमें सिलिका और अन्य धातुओं के सल्फ़ाइड नहीं हैं, के लिए प्रयुक्त होती है। दूसरी विधि 'कार्बन लघ्वीकरण विधि' है। यह विधि कम शुद्ध खनिजों के लिए प्रयुक्त होती है। इस विधि में खनिज को पहले भूनते हैं और बाद में कार्बन के द्वारा लेड आक्साइड को लघ्वीकृत करते हैं। तीसरी विधि को 'अवक्षेपण विधि' कहते हैं। इस विधि में लोहे के द्वारा सीस को अवक्षिप्त करते हैं। यह विधि प्रधानतः फ़्रांस, जर्मनी, स्पेन और उत्तरी अमेरीका में प्रयुक्त होती है जहाँ खनिजों के साथ ताम्र, अंटीमनी और आर्सेनिक के सदृश धातुएँ मिली रहती हैं। बहुधा एक ही कारखाने में एक ही खनिज के साथ कभी-कभी दो और कभी-कभी तीनों ही विधियाँ प्रयुक्त होती हैं।

वायु लघ्वीकरण विधि में गलेना परावर्त्तन भट्ठी में भूना जाता है। इससे सल्फ़ाइड का कुछ अंश आक्साइड में और कुछ सल्फ़ेट में परिणत हो जाता है।

$$2PbS + 3\ O_2 = 2PbO + 2SO_2$$
$$PbS + 2O_2 = PbSO_4$$

तापक्रम को फिर ऊँचा करते हैं। इससे आक्साइड और सल्फ़ेट की सल्फ़ाइड के साथ क्रियाएँ होकर सल्फ़र डायक्साइड निकलता है और धातु प्राप्त होती है।

$$2PbO + PbS = 3Pb + SO_2$$
$$PbSO_4 + PbS = 2Pb + 2SO_2$$

इसके लिए दो प्रकार की परावर्त्तन भट्टियाँ प्रयुक्त होती हैं। एक प्रकार की भट्टी को फ़्लींटशायर भट्टी कहते हैं। दूसरे प्रकार की भट्टी को बहती भट्टी कहते हैं। इन दोनों भट्टियों में अन्तर यही है कि पहली भट्टी में धातु-मैल जन्द्रा से लेई से ढेर के रूप में निकाल ली जाती है और दूसरी भट्टी में धातु-मैल बहा ली जाती है। फ़्लींटशायर भट्टी में प्रायः २८ मन खनिज का आवेश प्रति बार रखा जाता है। भट्टी के धनुषाकार में प्रवेश-मार्ग के द्वारा खनिज डाला जाता है। भट्टी का गर्भ कुछ खोखला बनाया जाता है ताकि सीस उससे निकालकर लोहे के पात्र में रखा जा सके। यह पात्र भट्टी के सम्मुख रखा जाता है। भट्टी इस प्रकार बनाई जाती है कि इसके द्वारों के खोलने या बन्द करने से इच्छानुसार ताप-क्रम स्थित रखा जा सके। कुछ धातु के निकल जाने पर धातु-मैल में चूना और कुछ कोयला डालकर तप्त करते हैं। इससे इस प्रकार और धातु प्राप्त होती है।

वातभट्ठी। परावर्त्तन भट्टी के स्थान में वातभट्ठी भी प्रयुक्त होती है। यह भट्टी सभी प्रकार के खनिजों के लिए उपयुक्त है। थोड़े सिलिका के रहने से भी कोई हानि नहीं होती। ऐसे गलेना के लिए—जिसमें लोहा, कापर पीराइटीज़, ज़िङ्क क्लोराइड इत्यादि अपद्रव्य मिले हुए हों—इस भट्टी से सबसे अच्छा फल प्राप्त होता है। सीस के आक्साइड और कार्बनेट के लिए भी यह विधि प्रयुक्त हो सकती है। सल्फ़ाइड खनिज को इस विधि

में पहले भून लेते हैं। इससे गन्धक का कुछ अंश निकल जाता है। भूने हुए खनिज को फिर द्रावक और लघ्वीकारकों के साथ वातभट्ठी में तप्त करते हैं। इस विधि में कम खर्च पड़ता है। धातु का नाश भी कम होता है।

उपर्युक्त विधियों से प्राप्त सीस में पर्याप्त अंटीमनी, कुछ वङ्ग, ताम्र, लोहा और चाँदी रहती है। इससे यह कठोर होता है। इन अपद्रव्यों को दूर करने के लिए इसका 'मृदुकरण' होता है। यह मृदुकरण परावर्त्तन भट्ठी के गर्भ में रखकर गरम करने से होता है। इससे अंटीमनी, ताम्र इत्यादि आक्सीकृत हो झाग के रूप में तल पर इकट्ठे होते हैं। लेड आक्साइड के साथ-साथ यह मैल निकाल ली जाती है। यह उपचार तब तक होता रहता है जब तक सीस का पर्याप्त मृदुकरण न हो जाय।

निरूप्यकरण। उपर्युक्त विधियों से प्राप्त सामान्य सीस में चाँदी रहती है। इस सीस से लाभ के साथ चाँदी प्राप्त की जा सकती है। इसके लिए अनेक विधियाँ उपयुक्त होती हैं। इनमें मैटिसन की विधि मुख्य है। इस विधि में सीस पिघलाया जाता है। पिघले हुए ढेर को फिर ठण्डा होने के लिए छोड़ दिया जाता है। एक ऐसा तापक्रम पहुँचता है जब केवल सीस मणिभीकृत होता है। इस प्रकार से बने सीस-मणिभों को सछिद्र कलछों से निकाल लेते हैं। इस प्रकार अधिकांश सीस पृथक् हो जाता है। अवशिष्ट द्रव में प्रायः सभी चाँदी रह जाती है। इस विधि को सस्ती बनाने के लिए यह आवश्यक है कि सीस लोहे के पात्रों की पंक्तियों में बराबर मणिभीकृत होता रहे जिससे एक ओर शुद्ध सीस और दूसरी ओर चाँदीवाला सीस प्राप्त हो। इस प्रकार एक टन सीस में जब चाँदी की मात्रा ६०० से ७०० औंस हो जाती है तब मूषोत्तापन विधि से चाँदी को पृथक् करते हैं।

एक दूसरी विधि 'रोज़ान की विधि' है। सिद्धान्त में यह पैटिसन की विधि के समान ही है। इसमें जल-वाष्प के प्रबल दबाव द्वारा उच्च तापक्रम प्राप्त किया जाता है और जल के द्वारा ठण्डा किया जाता है। इसमें दो

पात्र होते हैं। ऊपर का पिघलानेवाला पात्र और नीचे का मणिभ बनानेवाला। पहले में प्रायः ७ टन और पिछले में प्रायः २१ टन धातु रखी जा सकती है। इस विधि में लाभ यह है कि इंधन कम खर्च होता है, मज़दूरी में कम खर्च पड़ता है और सीस के मृदुकरण की आवश्यकता नहीं होती है।

पारकेस विधि में उपयुक्त मात्रा में यशद डाला जाता है। इससे सीस, यशद और चाँदी की मिश्रधातु बनती है। इस मिश्रधातु का द्रवणाङ्क सीस के द्रवणाङ्क से ऊँचा होता है। अतः सावधानी से गरम करने से मिश्रधातु घन ही रहती है, पर सीस पिघल जाता है। सीस का बहुत कुछ अंश इस प्रकार पिघलाकर बहाकर पृथक् किया जा सकता है। जो मिश्रधातु रह जाती है उसे बन्द रिटार्ट में गरम करते हैं। इससे यशद स्रवित हो जाता है और चाँदी और सीस की मिश्रधातु रह जाती है। मूषोत्तापन विधि से फिर सीस से चाँदी को पृथक् करते हैं।

सीस का विद्युत्-संशोधन। सीस को विद्युत्-विच्छेदन विधि से शुद्ध करने की अनेक चेष्टाएँ हुई हैं। इनमें बेटस् की विधि मुख्य है। इस विधि में लेड फ़्लुओ-सिलिकेट का विलयन विच्छेदित होता है। इसमें धन-विद्युत्द्वार अशुद्ध सीस का और ऋण-विद्युत्द्वार शुद्ध सीस का होता है। सीस के घन निःक्षेप प्राप्त करने के लिए विलयन में कुछ और प्रतिकारक डालने की आवश्यकता होती है। इसके लिए प्रधानतः जिलेटिन प्रयुक्त होता है। ५००० भाग विलयन के लिए एक भाग जिलेटिन प्रयुक्त होता है। सीस के अपद्रव्य धन-विद्युत्द्वार की मिट्टी में रह जाते हैं। शुद्ध सीस ऋण-विद्युत्द्वार पर निःक्षिप्त होता है। धन-विद्युतद्वार की मिट्टी से स्वर्ण और चाँदी प्राप्त होती है।

मूषोत्तापन। उपर्युक्त विधियों से चाँदी और सीस की जो मिश्रधातु प्राप्त होती है उससे मूषोत्तापन विधि से चाँदी को पृथक् करते हैं। धातु आक्सीकरण वायुमण्डल में क्यूपेल में गरम की जाती है। यह क्यूपेल एक विशेष प्रकार की भट्ठी है जिसका गर्भ मोती के भस्म से मिश्रित अस्थि-

भस्म का बना होता है। इससे सीस आक्साइड (लिथार्ज) में परिणत होता है। यह आक्साइड बाह्य तल पर इकट्ठा होता है या भट्ठी के गर्भ में शोषित हो जाता है। इसके साथ-साथ और भी अपद्रव्य दूर हो जाते हैं और पिघली हुई चाँदी अवशिष्ट रह जाती है। स्टासन ने शुद्ध सीस निम्न-लिखित प्रकार से प्राप्त किया था।

लेड ऐसिटेट का विलयन सीस के पात्र में सीस के चादर के साथ ४०° से ५०° श तक गरम किया जाता है। इससे ताम्र और चाँदी अवक्षिप्त हो जाती है। विलयन को छानकर शुद्ध, बहुत तनु गन्धकाम्ल में डालते हैं। इससे लेड सल्फेट बनता है। इसे अमोनियम कार्बनेट और अमोनिया के विलयन से सावधानी के साथ धोकर लेड कार्बनेट में परिणत करते हैं। इसके एक भाग को प्लाटिनम पात्र में सावधानी से लेड आक्साइड में परिणत करते हैं और दूसरे भाग में शुद्ध तनु नाइट्रिक अम्ल इतना डालते हैं कि कार्बनेट का कुछ भाग अविलेय रह जाय। नाइट्रेट के उबलते विलयन में फिर लेड आक्साइड डालते हैं जिससे लोहे का लेश अवक्षिप्त हो जाता है। छने हुए विलयन को शुद्ध अमोनियम कार्बनेट के विलयन में डालते हैं। अवक्षिप्त लेड कार्बनेट को फिर पोटासियम सायनाइड के द्वारा लघ्वीकृत करते हैं। इस प्रकार से प्राप्त धातु को एक बार फिर सायनाइड के साथ पिघलाते हैं। जब द्रवावस्था में पारद के सदृश उन्नतोदर तल बनता है तब सीस शुद्ध समझा जाता है।

गुण। सीस धुँधला श्वेत रङ्ग का होता है। तुरन्त कटी तह पर चमकीली धातुक-द्युति होती है। यह कोमल होता है और नखों से निखुरा जा सकता है और चाकू से काटा जा सकता है। काग़ज़ पर खींचने से काला दाग़ पड़ जाता है। यह घनवर्धनीय होता है, पर इसमें तन्यता बहुत अल्प होती है। पिटने से यह चूर-चूर हो जाता है, पर चादरों में पीटा जा सकता है। इसका विशिष्ट घनत्व ११·३ है। यह ३२६° श पर पिघलता और १५२५° श पर उबलता है।

शुष्क वायु में सीस धुँधला नहीं होता। शुद्ध स्रुत-जल—जिससे उबाल-कर विलेय वायु निकाल डाली गई है—की सीस पर कोई क्रिया नहीं होती। वायु और जल की उपस्थिति में सीस धीरे-धीरे लेड हाइड्राक्साइड में परिणत हो जाता है। इससे यह घुल जाता है। सीस के विलेय लवण विषाक्त होते हैं। जिस जल में थोड़ा लेड हाइड्राक्साइड विलीन हो उसे पीने से सीस शरीर में इकट्ठा होता जाता है और जब इसकी पर्याप्त मात्रा इकट्ठी हो जाती है तब सीस के विष के चिह्न उल्टी, ऐंठन और पक्षाघात प्रकट होते हैं।

नगरों में यदि सीस के नलों के द्वारा पानी आता है तो ऐसे पानी को सीस के विलेय लवणों से दूषित हो जाने की सम्भावना रहती है। विशेषतः यह उस दशा में होता है जब पानी बिलकुल शुद्ध है या उसमें कार्बन डाय-क्साइड अथवा अमोनियम लवण मिला रहता है। ऐसे पानी में सीस का आना रोकने के लिए थोड़ा अवक्षिप्त कालसियम कार्बनेट मिला देते हैं। इससे विलीन सीस, कार्बनेट के रूप में परिणत हो, अविलेय लेड कार्बनेट का स्तर नलों के तल पर बन जाता है।

तनु हाइड्रोक्लोरिक अम्ल या तनु गन्धकाम्ल की ठण्डे में सीस पर कोई क्रिया नहीं होती। लेड क्लोराइड और लेड सल्फेट का बना अविलेय स्तर और क्रिया होने से उसे बचाता है। थोड़े समाहृत गन्धकाम्ल की सीस पर कोई क्रिया नहीं होती। इसी कारण 'कक्षविधि' से गन्धकाम्ल के निर्माण में सीस के चादर प्रयुक्त होते हैं। बहुत समाहृत गन्धकाम्ल सीस को आक्रान्त करता है। सीस के ऊपर लेड सल्फेट का आवरण बनता है। यह आवरण समाहृत गन्धकाम्ल में घुल जाता है। अतः बहुत अधिक समाहृत गन्धकाम्ल की क्रिया सीस पर होती है। नाइट्रिक अम्ल सीस को शीघ्रता से आक्रान्त करता है। इससे लेड नाइट्रेट बनता है।

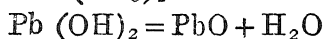
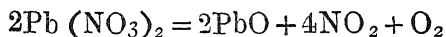
कोमलता, नम्यता, निम्न द्रवणाङ्क तथा वायु और जल में स्थिरता होने के कारण नलों, मिश्र-धातुओं इत्यादि के बनाने में सीस का प्रयोग होता है। गन्धकाम्ल से कुछ समाहरण तक आक्रान्त न होने के कारण गन्धकाम्ल के

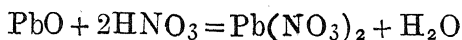
निर्माण में कलों के बनाने और गन्धकाम्ल रखने के लिए चहबच्चों के बनाने में काम आता है। ताम्र और वङ्ग प्रकरणों में सीस की मिश्रधातुओं का वर्णन हो चुका है।

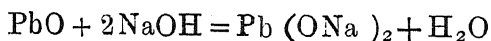
सीस के आक्साइड। सीस से अनेक आक्साइड बनते हैं। इनमें निम्न-लिखित मुख्य हैं—

(१) लेड मनाक्साइड PbO,
(२) लेड सेस्क्वी-आक्साइड Pb_2O_3,
(३) रेड लेड Pb_3O_4,
(४) लेड डायक्साइड PbO_2।

लेड मनाक्साइड, PbO। लेड मनाक्साइड को मैसिकौट और लिथार्ज भी कहते हैं। यह प्रकृति में पाया जाता है। सीस को वायु में गरम करने से यह प्राप्त होता है। तैयार करने की विधि के अनुकूल यह पीत वर्ण का या रक्त-पीत वर्ण का हो सकता है। लेड हाइड्राक्साइड या लेड नाइट्रेट के गरम करने से भी यह प्राप्त होता है।

$$2Pb(NO_3)_2 = 2PbO + 4NO_2 + O_2$$
$$Pb(OH)_2 = PbO + H_2O$$

यह तनु नाइट्रिक अम्ल में विलेय होता है। इस प्रकार विलीन हो लेड नाइट्रेट बनता है।

$$PbO + 2HNO_3 = Pb(NO_3)_2 + H_2O$$

यह दाहक सोडा में भी विलीन हो सोडियम प्लम्बाइट $Pb(ONa)_2$ बनता है।

$$PbO + 2NaOH = Pb(ONa)_2 + H_2O$$

इस प्रकार लेड मनाक्साइड उभयगुणी होता है। लिथार्ज फ़्लिंट काँच के निर्माण और मिट्टी के पात्रों पर लुक़ फेरने में प्रयुक्त होता है। इससे रेड लेड, लेड ऐसिटेट, लेड नाइट्रेट, सफ़ेदा, लेड प्लास्टर

इत्यादि बनते हैं। सूखनेवाले तैलों को शीघ्र सुखाने के लिये भी यह प्रयुक्त होता है।

लेड हाइड्राक्साइड, $Pb(OH)_2$। किसी विलेय सीस के लवण में दाहक सोडा के डालने से लेड हाइड्राक्साइड का श्वेत अवक्षेप प्राप्त होता है। यह जल में कुछ-कुछ विलेय होता है। यह जलीय विलयन क्रिया में क्षारीय होता है और वायु से कार्बन डायक्साइड का शोषण करता है।

लेड सेस्की-आक्साइड Pb_2O_3। लेड आक्साइड को दाहक पोटाश में घुलाकर इसके ठण्डे विलयन में सोडियम हाइपो-क्लोराइट के विलयन को सावधानी के साथ डालने से यह प्राप्त होता है। यह रक्त-पीत रङ्ग का अमणिभीय चूर्ण है। अम्लों से यह मनाक्साइड और डायक्साइड में परिणत हो जाता है। इस कारण यह इन दोनों आक्साइडों का यौगिक समझा जाता है।

रेड लेड, मिनियम, Pb_3O_4। सीस या लेड मनाक्साइड को ४५०° श से निम्न तापक्रम पर ही गरम करने से यह प्राप्त होता है। इससे उच्च तापक्रम पर गरम करने से यह पुनः लेड मनाक्साइड और आक्सिजन में विच्छेदित हो जाता है।

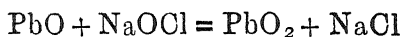
यह सिन्दुर-वर्ण का मणिभीय चूर्ण है। गरम करने पर इसका रङ्ग पहले सुन्दर लाल, फिर बैगनी और अन्त में काला हो जाता है। ठण्डा करने पर यह फिर अपने पूर्व वर्ण को प्राप्त कर लेता है। प्रायः ४७०° श पर मनाक्साइड और आक्सिजन में परिणत हो जाता है। इसका विशिष्ट घनत्व ८·६ से ९·१ तक होता है। यह पेंट और फ्लिंट काँच के निर्माण में प्रयुक्त होता है।

समाहृत गन्धकाम्ल के साथ गरम करने से यह लेड सल्फ़ेट बनता है और आक्सिजन निकालता है। समाहृत हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के साथ यह लेड क्लोराइड बनता है और क्लोरीन मुक्त करता है। समाहृत नाइट्रिक अम्ल में सीस का कुछ अंश घुलकर लेड नाइट्रेट बनता है और कुछ अंश लेड पेराक्सा-

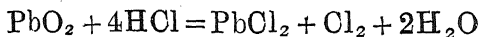
इड के रूप में रह जाता है। इस कारण रेड लेड लेड-मनाक्साइड और लेड-पेराक्साइड का यौगिक समझा जा सकता है।

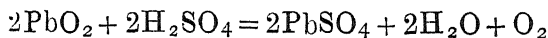
$$2PbO, PbO_2 + 4HNO_3 = 2Pb(NO_3)_2 + PbO_2 + 2H_2O$$

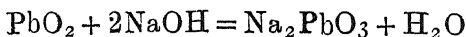
लेड डायक्साइड, लेड पेराक्साइड PbO_2। अनेक विधियों से यह प्राप्त होता है। सबसे सरल विधि है रेड लेड पर नाइट्रिक अम्ल की क्रिया से इसे प्राप्त करना। इस क्रिया का समीकरण ऊपर दिया गया है। क्षारों की उपस्थिति में सीस लवण पर क्लोरीन की क्रिया से भी यह प्राप्त होता है। यहाँ वस्तुतः सोडियम हाइड्राक्साइड पर क्लोरीन की क्रिया से सोडियम हाइपोक्लोराइट बनता है और इसकी लेड आक्साइड पर की क्रिया से लेड पेराक्साइड प्राप्त होता है।

$$PbO + NaOCl = PbO_2 + NaCl$$

सीस लवण के विलयन को प्लाटिनम विद्युत्द्वारों के बीच विद्युत्-विच्छेदित करने से धन-विद्युत्द्वार पर लेड डायक्साइड प्राप्त होता है।

यह कपिलवर्ण का चूर्ण होता है। बहुत गरम करने से यह मनाक्साइड और आक्सिजन में विच्छेदित हो जाता है। यह नाइट्रिक अम्ल में अविलेय होता है। हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के साथ गरम करने से क्लोरीन निकलता और स्वयं लेड क्लोराइड में परिणत हो जाता है।

$$PbO_2 + 4HCl = PbCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$$

सल्फ़र डायक्साइड के साथ सीधे संयुक्त हो लेड सल्फ़ेट बनता है। इस क्रिया में बहुत अधिक गरमी निकलती है। गन्धकाम्ल के साथ यह लेड सल्फ़ेट बनता है और आक्सिजन मुक्त करता है।

$$2PbO_2 + 2H_2SO_4 = 2PbSO_4 + 2H_2O + O_2$$

क्षारों में विलीन हो यह प्लम्बेट बनता है।

$$PbO_2 + 2NaOH = Na_2PbO_3 + H_2O$$

यह बहुत दुर्बल भास्मिक होता है। पर्याप्त ठण्डे हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में घुलकर यह लेड टेट्राक्लोराइड $PbCl_4$ बनता है।

लेड डायक्साइड लेड-सञ्चायक सैल में, दियासलाई बनाने और ऐनीलिन रङ्गों के निर्माण में, प्रयुक्त होता है।

लेड-सल्फ़ाइड, PbS। गलेना के नाम से प्रकृति में यह पाया जाता है। सीस के लवणों के विलयन में हाइड्रोजन सल्फ़ाइड के ले जाने से इसका कृष्ण अवक्षेप प्राप्त होता है।

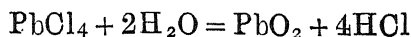
यह अवक्षेप तनु हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में अविलेय होता है, पर तनु नाइट्रिक अम्ल में घुल जाता है। समाहृत नाइट्रिक अम्ल से यह लेड सल्फेट में आक्सीकृत हो जाता है।

लेड क्लोराइड। सीस के दो क्लोराइड, लेड डाइ-क्लोराइड या केवल लेड क्लोराइड और लेड टेट्रा-क्लोराइड होते हैं। सीस के लवण के विलयन में हाइड्रोक्लोरिक अम्ल या किसी विलेय क्लोराइड के डालने से लेड क्लोराइड का श्वेत अवक्षेप प्राप्त होता है। यह ठण्डे जल में अविलेय होता है, पर उष्ण जल में विलीन हो जाता है। ठण्ढे होने पर इस विलयन से लेड क्लोराइड का सुन्दर चमकता हुआ मणिभ प्राप्त होता है। सीस के अनेक भास्मिक क्लोराइड होते हैं। इनमें एक पैटिंसन के सफ़ेदा के नाम से पिगमेंट में व्यवहृत होता है। लेड क्लोराइड को चूने के दूध के साथ उबालने से यह प्राप्त होता है। इसका सङ्गठन Pb(OH)Cl है। लेड क्लोराइड उच्च तापक्रम पर वाष्पशील होता है। इसके वाष्प का घनत्व ६००° श पर $PbCl_2$ सूत्र के अनुकूल है।

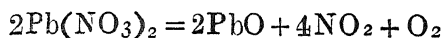
लेड टेट्राक्लोराइड बहुत अस्थायी होता है। लेड क्लोराइड को जल में आलम्ब कर उसमें क्लोरीन ले जाने से यह प्राप्त होता है। इसमें अमोनियम क्लोराइड के डालने से अमोनियम प्लम्बिक क्लोराइड $PbCl_4 2NH_4Cl$ पृथक् हो जाता है। इस युग्म लवण पर ठण्डे समाहृत गन्धकाम्ल की क्रिया से लेड-टेट्राक्लोराइड का पीत तैल सा द्रव पृथक् हो जाता है।

लेड टेट्रा-क्लोराइड पीत, वर्त्तनीय सधूम द्रव है। जलवाष्प के संसर्ग से यह लेड डाइ-क्लोराइड और क्लोरीन में विच्छेदित हो जाता है। थोड़े

जल के साथ यह हाइड्रेटेड यौगिक बनता है, पर जल के आधिक्य में हाइड्रोक्लोरिक अम्ल और लेड पेराक्साइड में विच्छेदित हो जाता है।

$$PbCl_4 + 2H_2O = PbO_2 + 4HCl$$

लेड ब्रोमाइड $PbBr_2$ और लेड आयोडाइड PbI_2। सीस के विलेय लवणों में किसी विलेय ब्रोमाइड या आयोडाइड के डालने से लेड ब्रोमाइड या आयोडाइड का अवक्षेप प्राप्त होता है। ये ब्रोमाइड और आयोडाइड भी क्लोराइड की भाँति निम्न तापक्रम पर कम और उच्च तापक्रम पर अधिक विलेय होते हैं। ये भी भास्मिक लवण बनते हैं। लेड ब्रोमाइड श्वेत और लेड आयोडाइड पीत होता है।

लेड नाइट्रेट, $Pb(NO_3)_2$। सीस या लिथार्ज या लेड कार्बनेट को नाइट्रिक अम्ल में घुलाने से लेड नाइट्रेट प्राप्त होता है। विलयन से अष्टफलकीय मणिभ प्राप्त होते हैं। साधारण तापक्रम पर १०० भाग जल में इसका ५ भाग विलेय होता है। जल-विच्छेदन के कारण यह आम्लिक होता है। गरम करने से इससे नाइट्रोजन पेराक्साइड और आक्सिजन निकलते हैं और लिथार्ज रह जाता है।

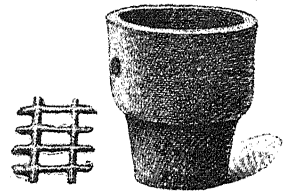
$$2Pb(NO_3)_2 = 2PbO + 4NO_2 + O_2$$

इसके जलीय विलयन को लेड आक्साइड के साथ उबालने से इसके भास्मिक नाइट्रेट प्राप्त होते हैं। यह आतशबाज़ी और छींट की छपाई में काम आता है।

लेड सल्फ़ेट, $PbSO_4$। प्रकृति में यह अगलेसाइट खनिज के नाम से पाया जाता है। सीस लवण के विलयन में गन्धकाम्ल या किसी विलेय सल्फ़ेट के डालने से यह अवक्षिप्त हो जाता है।

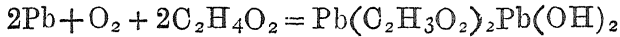
यह श्वेत चूर्ण है, जल में बहुत ही अल्प विलेय, तनु गन्धकाम्ल में और भी अल्प विलेय पर समाहृत गन्धकाम्ल में पर्याप्त विलेय होता है। यह दाहक पोटाश और अनेक अमोनियम लवणों, विशेषतः अमोनियम ऐसिटेट,

में विलेय होता है। उष्ण और समाहृत गन्धकाम्ल में शीघ्रता से घुल जाता है। इस विलयन के ठण्डा करने से लेड सल्फेट के मणिभ प्राप्त होते हैं।

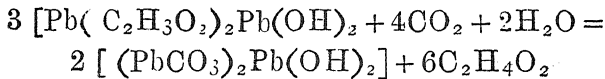
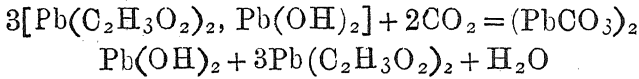
लेड कार्बनेट, $PbCO_3$। लेड नाइट्रेट के विलयन में अमोनियम सेस्क्वी-कार्बनेट के डालने से लेड कार्बनेट के श्वेत मणिभीय चूर्ण प्राप्त होते हैं। यह कार्बनेट जल में प्रायः अविलेय होता है पर कार्बन डायक्साइड के प्रवाहित करने से जल में बहुत कुछ विलीन हो जाता है। लेड नाइट्रेट के विलयन में सोडियम कार्बनेट के डालने से सीस के भास्मिक कार्बनेट अवक्षिप्त होते हैं। इन भास्मिक कार्बनेटों का सङ्गठन तापक्रम के अनुसार विभिन्न होता है। इनमें सबसे अधिक महत्त्व का भास्मिक कार्बनेट सफ़ेदा ($Pb CO_3)_2$, $Pb(OH)_2$ है जो पिगमेंट में व्यवहृत होता है। लेड ऐसिटेट को लेड आक्साइड के साथ उबालने और छानने से भास्मिक ऐसिटेट प्राप्त होता है। इस विलयन में कार्बन डायक्साइड के ले जाने से भास्मिक कार्बनेट का श्वेत अवक्षेप प्राप्त होता है। इसका सङ्गठन सफ़ेदा के समान ही होता है, पर इसका पिगमेंट सघन होता है और इसमें ढकने की क्षमता उतनी नहीं होती जितनी डच विधि से प्राप्त सफ़ेदे में होती है। अतः बड़ी मात्रा में डच विधि से ही सफ़ेदा तैयार होता है।

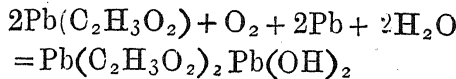
डच विधि। यह विधि आर्द्र वायु और कार्बन डायक्साइड की उपस्थिति में सीस धातु पर ऐसिटिक अम्ल की क्रिया पर निर्भर करती है। अधिक तल को ऐसिटिक अम्ल में खुला रखने के लिए सीस को जालियों में ढालते हैं। इन्हें फिर मिट्टी के पात्रों में रखते हैं। ये पात्र (चित्र ३६) प्रायः ६ इंच ऊँचे होते हैं। इन पात्रों में थोड़ा ऐसिटिक अम्ल रखा जाता है। पात्रों के कन्धों पर जाली को रखकर एक दूसरे पर इन पात्रों का ढेर करते हैं। इन पात्रों के सार को वृक्ष के छालों या अन्य सड़नेवाले उद्भिज्ज पदार्थों से ढक देते

चित्र ३६

हैं। इस प्रकार इन मिट्टी के पात्रों और वृक्ष के छालों के स्तर को एक के बाद दूसरा रखकर प्रायः २० फ़ीट ऊँचा करते हैं। उनके ऊपर फिर छाल डालते हैं और प्रायः तीन मास तक इन्हें ऐसे ही छोड़ देते हैं। ऐसे ढेर में प्रायः अनेक टन सीस रहता है और प्रति टन सीस में प्रायः ६५ गैलन तनु ऐसिटिक अम्ल रहता है। उद्भिज्ज पदार्थ के सड़ने से जो गरमी उत्पन्न होती है उससे ऐसिटिक अम्ल उड़कर सीस के संसर्ग में आता है। आक्सिजन की उपस्थिति में ऐसिटिक अम्ल धीरे-धीरे सीस को आक्रान्त कर भास्मिक ऐसिटेट में परिणत करता है।

$$2Pb + O_2 + 2C_2H_4O_2 = Pb(C_2H_3O_2)_2Pb(OH)_2$$

ज्योंही यह बनता है त्योंही इस पर सड़ने से उत्पन्न कार्बन डायक्साइड की क्रिया होती है और उससे भास्मिक लेड कार्बनेट, सामान्य लेड ऐसिटेट और ऐसिटिक अम्ल बनता है।

$$3[Pb(C_2H_3O_2)_2, Pb(OH)_2] + 2CO_2 = (PbCO_3)_2 Pb(OH)_2 + 3Pb(C_2H_3O_2)_2 + H_2O$$

$$3 [Pb(C_2H_3O_2)_2Pb(OH)_2 + 4CO_2 + 2H_2O = 2 [(PbCO_3)_2Pb(OH)_2] + 6C_2H_4O_2$$

इस प्रकार से मुक्त ऐसिटिक अम्ल अधिक सीस को उपर्युक्त समीकरण के अनुसार आक्रान्त करता है। इस प्रकार सफ़ेदा बनने का चक्र बराबर चला करता है। सामान्य लेड ऐसिटेट भी जल और वायु की उपस्थिति में भास्मिक ऐसिटेट बनता है जो पुनः कार्बन डायक्साइड के द्वारा भास्मिक कार्बनेट में परिणत हो जाता है।

$$2Pb(C_2H_3O_2) + O_2 + 2Pb + 2H_2O = Pb(C_2H_3O_2)_2 Pb(OH)_2$$

सफ़ेदा श्वेत अमणिभीय चूर्ण है। इससे पिगमेंट बनने का गुण इसकी अपारदर्शकता और घनता पर निर्भर करता है। इसमें दोष केवल यही है कि यह बहुत ही विषैला होता और हाइड्रोजन सल्फ़ाइड से काला हो जाता

है। ये दोष होने पर भी दूसरा कोई ऐसा पदार्थ ज्ञात नहीं है जिसमें इसके बराबर ढकने की क्षमता हो।

सीस की पहचान और निर्धारण। सीस के यौगिकों को कोयले पर लघ्वीकृत करने से सीस धातु के दाने प्राप्त होते हैं। ये दाने कोमल और घनवर्धनीय होते हैं। इन्हें कागज़ पर रगड़ने से काला दाग़ पड़ जाता है।

सीस के लवणों में हाइड्रोजन सल्फ़ाइड के द्वारा कृष्ण अवक्षेप प्राप्त होता है। यह अवक्षेप तनु हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में अविलेय होता है।

गन्धकाम्ल या किसी विलेय सल्फ़ेट से लेड सल्फ़ेट अवक्षिप्त हो जाता है। ठण्डे में हाइड्रोक्लोरिक अम्ल या किसी विलेय क्लोराइड से लेड क्लोराइड अवक्षिप्त हो जाता है। पोटासियम आयोडाइड से लेड आयोडाइड का पीत अवक्षेप प्राप्त होता है। यह भी उष्ण जल में अधिक और ठण्डे जल में कम विलेय होता है।

सीस को सल्फ़ेट के रूप में अवक्षिप्त कर सल्फ़ेट के तौलने से सीस की मात्रा निर्धारित होती है।

इस वर्ग के तत्त्वों का तुलनात्मक अध्ययन।

इस वर्ग में कार्बन, सिलिकन, वङ्ग और सीस चार तत्त्व हैं। इनमें कार्बन और सिलिकन का वर्णन पहले भाग में हो चुका है।

कार्बन और सिलिकन के सदृश वङ्ग और सीस भी रूपान्तरता प्रदर्शित करते हैं।

ये सभी ऐसे तत्त्व हैं जिनके यौगिकों में ये चतुर्बन्धक होते हैं। कुछ यौगिकों में ये द्वि-बन्धक भी होते हैं। कार्बन डायक्साइड, सिलिकन डायक्साइड और टिन डायक्साइड तत्त्वों के वायु या आक्सिजन में जलने से बनते हैं। सीस के निम्न आक्साइडों को लेड डायक्साइड में परिणत करने में विशेष आक्सीकारकों की आवश्यकता होती है। ये डायक्साइड अम्लजनक आक्साइड हैं और भस्मों के साथ लवण बनते हैं।

कार्बन और वङ्ग के डाइ-सल्फ़ाइड भी होते हैं जिनमें आम्लिक गुण होते हैं और अलकली सल्फ़ाइडों में घुलकर थायो-लवण बनते हैं ।

परमाणु-भार की वृद्धि से इनके गुणों में क्रमबद्धता देखी जाती है ।

तत्त्व	परमाणु-भार	विशिष्ट घनत्व	द्रवणाङ्क
कार्बन	१२	१·८ २·३ ३·५	
सिलिकन	२८	२·३६ २·४६	बहुत ऊँचा
वङ्ग	११७	५·५ ७·८५	२३२° श
सीस	२०७	११·४	३२४° श

परमाणु-भार की वृद्धि से तत्त्वों में अधातुक गुण लुप्त होते जाते हैं और धातुक गुण अधिकाधिक स्पष्ट होते जाते हैं ।

कार्बन और सिलिकन में बहुत अधिक सादृश्य है। कार्बन और सिलिकन दोनों ही अधातु हैं । इनके आक्साइडों में भास्मिक गुण नहीं होते । ये स्थायी हाइड्राइड बनते हैं । ये बहुत कठिनता से द्रवित होते हैं । इनमें दो या दो से अधिक परमाणुओं को परस्पर सम्बद्ध होने का विशेष गुण है । प्रबल अम्लों की इन धातुओं पर कोई क्रिया नहीं होती है ।

वङ्ग और सीस में परस्पर घनिष्ठ सादृश्य है । ये दोनों ही धातु हैं और अम्लों में घुलकर स्थायी लवण बनते हैं । ये निम्न तापक्रम पर पिघलते हैं । लवणों में ये द्वि-बन्धक या चतुर्बन्धक होते हैं। लेड मनाक्साइड प्रबल भास्मिक होता है और कार्बनेट बनता है । टिन मनाक्साइड दुर्बल भास्मिक होता है और कार्बनेट नहीं बनता । ये दोनों ही आक्साइड चारों में घुलकर प्लम्बाइट और स्टेनाइट बनते हैं ।

लेड डायक्साइड में बहुत दुर्बल भास्मिक गुण होता है। चतुर्बन्धक सीस लवण चतुर्बन्धक वङ्ग लवण से कम स्थायी होते हैं ।

कुछ गुणों में सीस वङ्ग से भिन्न होता है। सीस के सल्फ़ेट और क्रोमेट अविलेय होते हैं। चांदी और पारद के हैलाइड के सदृश सीस के हैलाइड अविलेय होते हैं।

प्रश्न

१—वङ्ग के सामान्य खनिजों का नाम और सूत्र दो। खनिज से वङ्ग कैसे प्राप्त होता है? वङ्ग के भिन्न-भिन्न मिश्रधातुओं का संक्षिप्त वर्णन करो।

२—किन-किन अवस्थाओं में किस-किस परिणाम के साथ स्टेनस् क्लोराइड के जलीय विलयन की (१) क्लोरीन जल, (२) पोटासियम आयोडाइड में आयोडीन के विलयन, (३) फ़ेरिक क्लोराइड और (४) मरक्यूरिक क्लोराइड पर क्रियाएँ होती हैं?

३—सीस के प्रमुख खनिज कौन-कौन हैं? उनमें किसी एक से धातु कैसे प्राप्त हो सकती है? सीस के गुणों और प्रयोगों का वर्णन करो।

४—गलेना से सीस धातु कैसे प्राप्त होती है? (१) लिथार्ज (२) रेड लेड और (३) लेड पेराक्साइड कैसे तैयार होते हैं? इन आक्साइडों पर गन्धकाम्ल और हाइड्रोक्लोरिक अम्ल की क्या क्रियाएँ होती हैं?

५—सीस धातु के निर्माण, गुण और प्रयोगों का संक्षिप्त वर्णन करो।

६—सफ़ेदा क्या है? इसके तैयार करने की विधियों का वर्णन करो।

७—लेड सल्फ़ेट से सीस धातु कैसे पृथक् हो सकती है? लेड सल्फ़ेट पर गन्धकाम्ल, हाइड्रोक्लोरिक अम्ल, अलकली क्षार और जल की क्या क्रियाएँ होती हैं?

८—यौगिकों में सीस कैसे पहचाना जाता है? सीस, ताम्र और वङ्ग की किसी मिश्रधातु में सीस की मात्रा कैसे निर्धारित हो सकती है?

परिच्छेद १८

आर्सेनिक वर्ग

आर्सेनिक, अण्टीमनी, बिस्मथ

आर्सेनिक

सङ्केत As; परमाणुभार = ७५

उपस्थिति। आर्सेनिक के रक्त सल्फ़ाइड, मंसिल, As_2S_3 और पीत सल्फ़ाइड, हरिताल, As_2S_5 के रूप में आर्सेनिक बहुत प्राचीन काल से ज्ञात है। पश्चिमोत्तर सीमाप्रान्त के चित्रल स्थान में बहुत हरिताल खानों से निकलता था। चीन के यूनान प्रान्त से बहुत सल्फ़ाइड आता था और बर्मावालों के द्वारा वार्निश बनाने में प्रयुक्त होता था। धातुओं के साथ आर्सिनाइड के रूप में यह बहुत फैला हुआ पाया जाता है। इसका सबसे महत्त्व का खनिज आर्सेनिकल पीराइटीज़ FeAsS है जो आयर्न पीराइटीज़ और अन्य सल्फ़ाइड खनिजों के साथ मिला हुआ पाया जाता है। गन्धकाम्ल के निर्माण में आयर्न पीराइटीज़ जलाया जाता है तब आर्सेनिक भी आक्सीकृत हो वाष्पशील आर्सेनिक आक्साइड बनकर भट्ठी से निकली उष्ण गैसों के साथ निकलकर नल में जो धूल इकट्ठी होती है उसमें यह विद्यमान रहता है। इस आक्साइड को सोमल कहते हैं। इसी से आर्सेनिक यौगिक तैयार होते हैं।

आर्सेनिक प्राप्त करना। आर्सिनियस आक्साइड या सल्फ़ाइड को लकड़ी के कोयले के साथ गरम करने से यह प्राप्त होता है। प्राकृतिक

खनिज को आक्सिजन के अभाव में गरम करने से भी आर्सेनिक उद्धनित होता और फ़ौलाद सदृश भूरे रङ्ग के चूर्ण में प्राप्त होता है।

गुण। उद्धनित आर्सेनिक चमकीला, फ़ौलाद सदृश भूरे रङ्ग का धातु सा देख पड़नेवाला पदार्थ है। इसके मणिभ समानान्तर षट्-फलकीय होते हैं। इनका विशिष्ट घनत्व ५·६२ से ५·९६ तक होता है। यह बहुत भङ्गुर होता है। यह ताप और विद्युत् का सुचालक भी होता है। १००° श पर यह उद्धनित होना आरम्भ करता और धुँधले रक्त ताप पर बहुत शीघ्रता से घन से सीधे वाष्प में वाष्पीभूत हो जाता है। इसके वाष्प के घनत्व से मालूम होता है इसके अणु चतुर्बन्धक हैं पर उच्च तापक्रम पर ये द्वि-बन्धक हो जाते हैं। इसके वाष्प का रङ्ग पीला होता है। इसमें लहसुन सी गन्ध होती है।

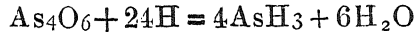
आर्सेनिक के रूपान्तर होते हैं। किसी काँच-नली में हाइड्रोजन के प्रवाह में जब आर्सेनिक को वाष्पीभूत किया जाता है तब उस नली में तीन स्पष्ट विभिन्न अवस्थाओं में आर्सेनिक घनीभूत होता है। नली के तप्त भाग के सन्निकट में जो आर्सेनिक इकट्ठा होता है वह समानान्तर षट्फलकीय मणिभ का होता है। जो अंश इससे कुछ दूर नली के उस भाग में जिसका तापक्रम प्रायः २१०° से २२०° श तक होता है इकट्ठा होता है, वह कृष्ण चमकीला अमणिभीय आर्सेनिक होता है। इससे अधिक दूर अधिक ठण्डे भाग में जो आर्सेनिक घनीभूत होता है वह भूरे रङ्ग का मणिभीय होता है। ये तीनों रूप आर्सेनिक के रूपान्तर समझे जाते हैं।

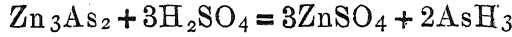
वायु या आक्सिजन में गरम करने से यह जलकर आर्सेनिक आक्साइड As_4O_6 बनता है। नाइट्रिक अम्ल के द्वारा आक्सीकृत हो आर्सेनिक अम्ल H_3AsO_4 बनता है। बारीक चूर्ण आर्सेनिक क्लोरीन गैस में स्वतः जल कर आर्सेनिक ट्राइ-क्लोराइड बनता है।

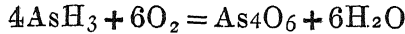
आर्सेनिक अनेक गुणों में धातु के समान होता है। इसमें वस्तुतः धातु और अधातु दोनों के गुण होते हैं। इसी से इसे उपधातु कहते हैं। आर्से-

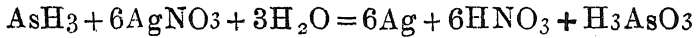
निक धातुओं के साथ मिश्रधातु भी बनता है। सीस धातु के युद्ध के गोले बनाने में उसमें थोड़ा आर्सेनिक रहने से वह अधिक कठोर होता है।

आर्सेनिक हाइड्राइड, AsH_3। विलेय आर्सेनिक यौगिकों पर नवजात हाइड्रोजन की क्रिया से आर्सेनिक हाइड्राइड प्राप्त होता है। आर्सिनियस आक्साइड के विलयन में यशद या लोहा और तनु हाइड्रोक्लोरिक अम्ल या गन्धकाम्ल के डालने से यह गैस निकलती है। इसके साथ साथ हाइड्रोजन भी मिला रहता है।

$$As_4O_6 + 24H = 4AsH_3 + 6H_2O$$

शुद्ध आर्सेनिक हाइड्राइड धातु के आर्सेनाइडों को खनिज अम्लों में डालने से प्राप्त होता है। ज़िंक आर्सेनाइड और तनु गन्धकाम्ल की क्रिया से निम्न समीकरण के अनुसार हाइड्राइड बनता है।

$$Zn_3As_2 + 3H_2SO_4 = 3ZnSO_4 + 2AsH_3$$

गुण। यह रङ्गहीन बहुत अरुचिकर गन्धवाली, बहुत ही विषैली गैस है। यह गैस जल में अविलेय होती है। आर्सेनिक हाइड्राइड –५४·८° श पर उबलता और –११३·५° श पर घनीभूत होता है। यह लीलक ज्वाला के साथ जलता और जलकर जल और आर्सिनियस आक्साइड बनता है।

$$4AsH_3 + 6O_2 = As_4O_6 + 6H_2O$$

ताप से यह शीघ्र ही तत्त्वों में विच्छेदित हो जाता है। यह सिल्वर नाइट्रेट को लघ्वीकृत करता है। इससे चाँदी प्राप्त होती है और आर्सिनियस अम्ल बनता है।

$$AsH_3 + 6AgNO_3 + 3H_2O = 6Ag + 6HNO_3 + H_3AsO_3$$

आर्सेनिक आक्साइड। आर्सेनिक के दो आक्साइड होते हैं। एक को आर्सिनियस आक्साइड या आर्सेनिक ट्राइ-आक्साइड As_4O_6 और दूसरे को आर्सेनिक आक्साइड या आर्सेनिक पेन्टाक्साइड As_2O_5 कहते हैं।

आर्सिनियस आक्साइड As_4O_6 । यह आर्सेनिक आक्साइड 'श्वेत आर्सेनिक' या 'संखिया' के नाम से प्रसिद्ध है। इसे आर्सिनियस अम्ल भी कहते हैं। आर्सेनिक को वायु या आक्सिजन में जलाने से यह प्राप्त होता है। अनेक धातुओं के निर्माण में आर्सेनिकवाले खनिजों के जलाने से यह बनता है और उनसे उप-फल के रूप में प्राप्त होता है।

गुण । आर्सिनियस आक्साइड तीन विभिन्न रूपों में पाया जाता है।

(१) अमणिभीय रूप में।

(२) घनाकारवर्ग के अष्टफलकीय मणिभीय रूप में।

(३) एक-सममित वर्ग के समपार्श्वीय मणिभों के रूप में।

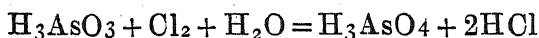
मणिभीय आर्सिनियस आक्साइड वर्ण-रहित पारदर्शक काँच सा होता है। आक्साइड के वाष्प को इसके वाष्पीभवन तापक्रम के कुछ ही नीचे तापक्रम पर घनीभूत करने से यह अमणिभीय रूप में प्राप्त होता है। खुले रखने पर यह धीरे-धीरे अपारदर्शक हो जाता है और तब नियमित अष्टफलकीय रूप में परिणत हो जाता है। यह परिवर्तन बाह्य तल से होता है। क्योंकि इसके अपारदर्शक ढेर के तोड़ने से अन्दर पारदर्शक रूप देख पड़ता है। काँच-नली में बन्द करके रखने से यह सुरक्षित रखा जा सकता है। पारदर्शक से अपारदर्शक रूप में परिणत होने पर गरमी निकलती है और इसका विशिष्ट घनत्व ३·७३८ से ३·६८९ हो जाता है। इस रूप में यह प्रायः २००° श पर पिघलता है और उच्च तापक्रम पर वाष्पीभूत हो जाता है। यह १०८ भाग ठण्डे जल में विलेय होता है।

अष्टफलकीय आर्सिनियस आक्साइड । अमणिभीय रूप आप से आप इस रूप में परिणत हो जाता है। अन्य रूपान्तरों के आक्साइड के जलीय विलयन से या उनके वाष्प को शीघ्र ही ठण्डा करने से यह आक्साइड प्राप्त होता है। हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के विलयन से भी इसी रूप में आक्साइड अवक्षिप्त होता है।

असमणिभीय रूप से यह कम विलेय होता है। इसका एक भाग जल के ३५५ भाग में विलेय होता है। गरम करने से पिघलने के पहले इसके मणिभ वाष्पीभूत हो जाते हैं। दबाव में गरम करने पर यह पिघलता है और असमणिभीय रूप में परिणत हो जाता है।

समपार्श्वीय आर्सिनियस आक्साइड। पोटासियम हाइड्राक्साइड में आर्सिनियस आक्साइड के तप्त संतृप्त विलयन से मणिभ बनाने से यह प्राप्त होता है।

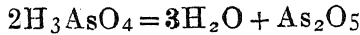
आर्सिनियस आक्साइड का जलीय विलयन दुर्बल आम्लिक होता है। सम्भवतः यह अस्थायी आर्सिनियस अम्ल H_3AsO_3 बनता है। इस अम्ल को पृथक् नहीं किया जा सकता। विलयन के समाहृत करने से आर्सिनियस आक्साइड के मणिभ प्राप्त होते हैं। ठण्डे जल में यह बहुत कम घुलता है पर उष्ण जल या तनु अम्लों में शीघ्रता से घुल जाता है। दाहक क्षारों की उपस्थिति में या सोडियम कार्बनेट के साथ उबालने से यह आर्सिनाइट, M_3AsO_3 सङ्गठन का लवण बनता है। ये लवण शीघ्रता से आक्सीकृत हो आर्सिनेट M_3AsO_4 में परिणत हो जाते हैं। आर्सिनियस अम्ल भी हैलोजन के साथ आक्सीकृत हो आर्सेनिक अम्ल में परिणत हो जाता है।

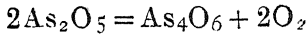
$$H_3AsO_3 + Cl_2 + H_2O = H_3AsO_4 + 2HCl$$

इस कारण आर्सिनियस अम्ल या सोडियम आर्सिनाइट क्लोरीन या ब्रोमीन या आयोडीन की मात्रा निर्धारित करने में आयतनमित विधि में प्रयुक्त हो सकता है।

आर्सिनियस आक्साइड एक प्रबल विष है। साधारणतः २ से ४ ग्रेन तक मनुष्य को मार डालने के लिए पर्याप्त है। पर जो इसे बराबर सेवन करते हैं उनको मार डालने के लिए बहुत अधिक मात्रा की आवश्यकता हो सकती है। बहुत थोड़ी मात्रा में यह औषधों में प्रयुक्त होता है। आर्सेनिक के प्रयोग से मुख का सौन्दर्य बढ़ता है, ऐसा कहा जाता है।

आर्सेनियस अम्ल के जो लवण बनते हैं उन्हें आर्सिनाइट कहते हैं। अलकली धातुओं के अतिरिक्त अन्य धातुओं के आर्सिनाइट जल में विलेय होते हैं। कापर आर्सिनाइट हरे रङ्ग का होता है। सिल्वर आर्सिनाइट पीत रङ्ग का होता है। इन आर्सिनाइटों के अवक्षेप से आर्सेनिक साधारणतः पहचाना जाता है।

आर्सेनिक पेन्टाक्साइड, As_2O_5। आर्सिनियस आक्साइड को नाइट्रिक अम्ल के द्वारा आक्सीकृत करने और इस प्रकार से प्राप्त आर्सेनिक अम्ल के फूँकने से यह आक्साइड प्राप्त होता है।

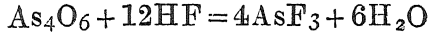
$$2H_3AsO_4 = 3H_2O + As_2O_5$$

यह आक्साइड श्वेत और प्रस्वेद्य होता है। यह जल में शीघ्रता से घुलकर आर्सेनिक अम्ल बनता है। तीव्र आँच से यह आर्सिनियस आक्साइड और आक्सिजन में विच्छेदित हो जाता है।

$$2As_2O_5 = As_4O_6 + 2O_2$$

इसके जल में घुलने से जो अम्ल प्राप्त होता है उसे अर्थो-आर्सेनिक अम्ल H_3AsO_4 कहते हैं। इसके मणिभों को धीरे-धीरे गरम करने से पाइरो-आर्सेनिक अम्ल $H_4As_2O_7$ बनता और २००° श पर गरम करने से मिटा-आर्सेनिक अम्ल, $HAsO_4$ में परिणत हो जाता है। और गरम करने से इसका सारा जल निकलकर यह As_2O_5 में परिणत हो जाता है।

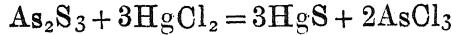
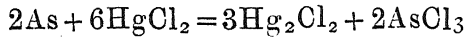
इन अम्लों में आर्थो-आर्सेनिक अम्ल अधिक महत्त्व का अम्ल है। इसके जो लवण बनते हैं उन्हें आर्सेनेट कहते हैं। ये आर्सेनेट तदनुकूल फ़ास्फ़ेट के समान होते हैं। अलकली धातुओं के आर्सेनेट जल में विलेय होते हैं, शेष जल में अविलेय होते हैं। मैगनीसियम अमोनियम आर्सेनेट $MgNH_4AsO_4$ और डाइ-सोडियम हाइड्रोजन आर्सेनेट Na_2HAsO_4 रङ्गबन्धक के लिए प्रयुक्त होता है।

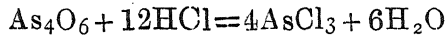
आर्सेनिक हैलाइड। आर्सेनिक के फ्लोराइड, AsF_3, क्लोराइड $AsCl_3$, ब्रोमाइड, $AsBr_3$ और आयोडाइड, AsI_3 होते हैं।

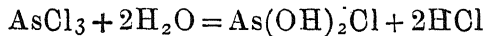
आर्सिनियस आक्साइड, चूर्ण किये हुए फ्लोरस्पार और गन्धकाम्ल को सीस के रिटार्ट में स्रवित करने से आर्सेनिक फ्लोराइड प्राप्त होता है। काल्सियम फ्लोराइड पर गन्धकाम्ल की क्रिया से हाइड्रोफ्लोरिक अम्ल बनकर आर्सिनियस आक्साइड के आक्रान्त होने से आर्सेनिक फ्लोराइड प्राप्त होता है।

$$As_4O_6 + 12HF = 4AsF_3 + 6H_2O$$

आर्सेनिक फ्लोराइड रङ्गहीन सधूम द्रव है जो ६०.४° श पर उबलता है। जल से यह शीघ्र ही आर्सिनियस आक्साइड और हाइड्रो-फ्लोरिक अम्ल में विच्छेदित हो जाता है। त्वचा के संसर्ग में आने से इससे बहुत कष्टकर घाव बनता है।

आर्सेनिक को क्लोरीन में जलने से या आर्सेनिक पर क्लोरीन ले जाने से या आर्सेनिक या आर्सिनियस सल्फ़ाइड को मरक्यूरिक क्लोराइड के साथ स्रवित करने से आर्सेनिक क्लोराइड प्राप्त होता है।

$$2As + 6HgCl_2 = 3Hg_2Cl_2 + 2AsCl_3$$
$$As_2S_3 + 3HgCl_2 = 3HgS + 2AsCl_3$$

आर्सिनियस आक्साइड पर हाइड्रोक्लोरिक अम्ल की क्रिया से भी यह शीघ्रता से प्राप्त होता है।

$$As_4O_6 + 12HCl = 4AsCl_3 + 6H_2O$$

आर्सेनिक क्लोराइड रङ्गहीन सधूम द्रव है जो १३०.२° श पर उबलता है। यह बहुत विषैला होता है। जल के आधिक्य में आर्सिनियस आक्साइड और हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में विच्छेदित हो जाता है। जल की कमी से आर्सेनिक आक्सी-क्लोराइड $As(OH)_2Cl$ बनता है।

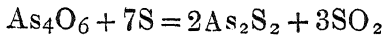
$$AsCl_3 + 2H_2O = As(OH)_2Cl + 2HCl$$

आर्सेनिक के ब्रोमीन या आयोडीन के सीधे संयोग से आर्सेनिक ब्रोमाइड या आयोडाइड प्राप्त होता है। क्रिया की तीव्रता को कम करने के लिए ब्रोमीन या आयोडीन को कार्बन बाइ-सल्फ़ाइड में घुला लेते हैं। विलयन के

सुखाने से उनके प्रस्वेद्य मणिभ प्राप्त होते हैं। ब्रोमाइड के मणिभ वर्ण-रहित और आयोडाइड के मणिभ लाल होते हैं।

आर्सेनिक सल्फ़ाइड। आर्सेनिक के तीन सल्फ़ाइड होते हैं। दो प्रकृति में भी पाये जाते हैं और तीनों कृत्रिम रीति से तैयार हो सकते हैं।

आर्सेनिक डाइ-सल्फ़ाइड (मंसिल, रीअलगर) As_2S_2
आर्सेनिक ट्राइ-सल्फ़ाइड (हरिताल, ओरपीमेण्ट) As_2S_3
आर्सिनिक पेण्टा-सल्फ़ाइड As_2S_5

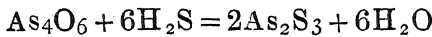
आर्सेनिक डाइ-सल्फ़ाइड, As_2S_2। गन्धक और आर्सेनिक अथवा आर्सेनिक ट्रायक्साइड और गन्धक के गरम करने से यह प्राप्त होता है।

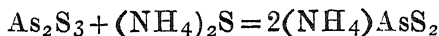
$$As_4O_6 + 7S = 2As_2S_2 + 3SO_2$$

आयर्न पीरायटीज़ और आर्सेनिकल पीरायटीज़ के मिश्रण को स्रवित करने से बड़ी मात्रा में यह तैयार होता है।

$$FeS_2\ FeAs_2 + 2FeS_2 = As_2S_2 + 4FeS.$$

गुण। आर्सेनिक डाइ-सल्फ़ाइड रक्त काँच के सदृश भङ्गुर घन होता है। इसका विशिष्ट घनत्व ३.५ है। यह शीघ्रता से पिघल जाता है और अविकृत उद्धनित होता है। वायु या आक्सिजन में गरम करने से यह नीली ज्वाला के साथ जलकर आर्सेनिक आक्साइड और सल्फ़र डायक्साइड बनता है। यह आतशबाज़ी में प्रयुक्त होता है। 'बङ्गल अग्नि' में मंसिल, गन्धक और शोरे का मिश्रण रहता है।

आर्सेनिक ट्राइ-सल्फ़ाइड, As_2S_3। सूत्र के अनुसार गन्धक और आर्सेनिक की मात्रा के गरम करने से यह यौगिक उद्धनित होकर प्राप्त होता है। आर्सिनियस आक्साइड को हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के विलयन में घुलाकर हाइड्रोजन सल्फ़ाइड के प्रवाहित करने से यह अवक्षिप्त हो जाता है।

$$As_4O_6 + 6H_2S = 2As_2S_3 + 6H_2O$$

गुण। हाइड्रोजन सल्फ़ाइड के द्वारा अवक्षिप्त कर प्राप्त करने से यह पीत रङ्ग का घन होता है। यह शीघ्र ही पिघलता है और फिर ठंडा होने पर अङ्कुर मणिभीय रूप में परिणत हो जाता है। यह वाष्पशील होता है और अविकृत उद्धनित होता है। वायु या आक्सिजन में गरम करने से यह जलता और जलकर आर्सिनियस आक्साइड और सल्फ़र डायक्साइड बनता है। यह जल या तनु अम्लों में अविलेय होता है पर अमोनियम सल्फ़ाइड में विलीन हो जाता है। इस विलीन होने का कारण यह है कि यह थायो-आर्सिनाइट में परिणत हो जाता है।

$$As_2S_3 + (NH_4)_2S = 2(NH_4)AsS_2$$

अमोनियम थायो-आर्सिनाइट और अमोनियम आर्सिनाइट में भेद यही है कि अमोनियम थायो-आर्सिनाइट में आक्सिजन के स्थान में गन्धक रहता है।

हाइड्रोक्लोरिक अम्ल से रहित आर्सिनियस अम्ल के विलयन में हाइड्रोजन सल्फ़ाइड ले जाने से आर्सेनिक ट्राइ-सल्फ़ाइड का विलयन प्राप्त होता है जिसका रङ्ग पीला होता है। इस पीत विलयन में हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के डालने से आर्सिनियस सल्फ़ाइड तत्त्तण अवक्षिप्त हो जाता है। उपर्युक्त विलयन वास्तविक विलयन से भिन्न होता है, इसको कोलायडल विलयन कहते हैं।

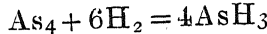
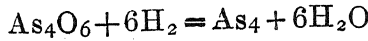
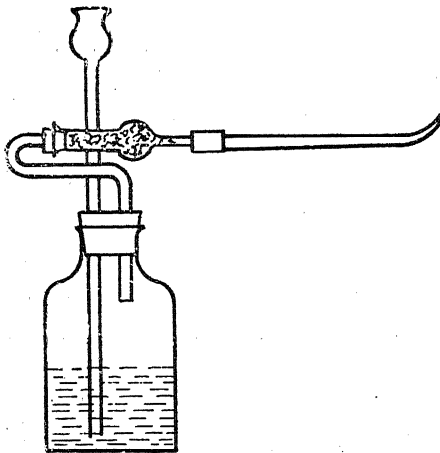
आर्सेनिक-पेन्टा सल्फ़ाइड, As_2S_5। हाइड्रोक्लोरिक अम्ल लिये हुए आर्सेनिक अम्ल के उष्ण विलयन में हाइड्रोजन सल्फ़ाइड को शीघ्रता से प्रवाहित करने से As_2S_5 अवक्षिप्त हो जाता है। यह लाल आभा लिये हुए पीतवर्ण का होता है। यह भी अमोनियम सल्फ़ाइड में घुलकर थायो-लवण बनता है। इस थायो-लवण में खनिज अम्ल के डालने से आर्सेनिक सल्फ़ाइड फिर अवक्षिप्त हो जाता है। यह क्रिया जाति-विश्लेषण में आर्सेनिक वर्ग के तत्त्वों को पृथक् करने में प्रयुक्त होती है।

आर्सेनिक की पहचान और निर्धारण। आर्सेनिक और इसके यौगिक बहुत विषाक्त होते हैं। अतः इसको अल्प मात्रा में पहचानना बहुत

आवश्यक होता है। अनेक विधियों से अल्प मात्रा में आर्सेनिक पहचाना जाता है। इनमें मार्श का परीक्षण बहुत सूक्ष्म है।

मार्श का परीक्षण। आर्सेनिक के यौगिकों को जब आम्लिक विलयन में नवजात हाइड्रोजन के संसर्ग में लाते हैं तो आर्सेनिक आर्सेनिक हाइड्राइड में लघ्वीकृत हो जाता है। आर्सेनिक हाइड्राइड को हाइड्रोजन से भरी काँच-नली में गरम करने से यह आर्सेनिक धातु और हाइड्रोजन में विच्छेदित हो जाता है। काँच की नली में आर्सेनिक कुछ कुछ कपिल-कृष्ण वर्ण के दर्पण में तप्त भाग के कुछ परे निक्षिप्त होता है। इस विधि से ०.०००७ मिलिग्राम तक आर्सेनिक पहचाना जा सकता है।

$$As_4O_6 + 6H_2 = As_4 + 6H_2O$$

$$As_4 + 6H_2 = 4AsH_3$$

प्रायः २०० घ. सम. समावेशन के बोतल में यशद और गन्धकाम्ल के द्वारा हाइड्रोजन उत्पन्न करते हैं। यशद और गन्धकाम्ल दोनों आर्सेनिक से मुक्त होने चाहिएँ। बोतल के एक गर्दन में थिस्ल कीप लगी रहती और दूसरे गर्दन में काँच की एक निकास नली लगी रहती है। यह नली एक दूसरी नली से जोड़ी हुई रहती है। यह दूसरी नली एक या दो स्थानों में दबी हुई रहती है। यशद और गन्धकाम्ल रखने पर जब बोतल की सारी वायु निकल जाती है तब कीप के द्वारा थोड़ा सा आर्सेनिक का विलयन बोतल

चित्र ३७

में डालते और नली के निकास छोर पर हाइड्रोजन को जलाते हैं। आर्सेनिक के कारण हाइड्रोजन लीलक वर्ण के साथ जलता और उससे श्वेत धूम निकलता है। यदि ज्वाला पर एक चीनी की प्याली रखी जाय तो प्याली के तल पर प्रायः कृष्ण वर्ण का निःक्षेप प्राप्त होता है। प्याली को अधिक देर तक रखने से यह निःक्षेप उड़ जाता है। अब यदि नली के दबे हुए भाग को गरम करें तो नली के ठण्डे भाग पर आर्सेनिक का दर्पण प्राप्त होता है।

प्याली का निःक्षेप सोडियम हाइपोक्लोराइट के विलयन में घुल जाता है। यह प्रबल नाइट्रिक अम्ल में भी घुलता है। नाइट्रिक अम्ल के विलयन को सावधानी से वाष्पीभूत कर सूख जाने पर उसमें एक बूँद सिल्वर नाइट्रेट के विलयन और फिर एक बूँद बहुत तनु अमोनिया के विलयन डालने से ईंट के रङ्ग का सिल्वर आर्सिनाइट (Ag_3AsO_4) का अवक्षेप प्राप्त होता है। सावधानी से करने से ही यह परीक्षण होता है अन्यथा नहीं।

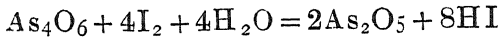
उपर्युक्त परीक्षण अंटीमनी से भी प्राप्त होता है। पर अंटीमनी से प्राप्त निःक्षेप सोडियम हाइपो-क्लोराइट में शीघ्र घुलता नहीं है।

फ़्लाइटमान का परीक्षण। आर्सेनिक यौगिकों को सोडियम हाइड्राक्साइड और यशद धातु के साथ परीक्षा-नलिका में उबालने से आर्सेनिक हाइड्राइड बनता है। नलिका के मुख पर सिल्वर नाइट्रेट के विलयन में डुबाकर निःस्यन्दन-पत्र के रखने से निःस्यन्दन-पत्र पर अवक्षिप्त चाँदी का काला दाग़ पड़ जाता है। अंटीमनी से यह परीक्षण नहीं होता, अतः अंटीमनी से आर्सेनिक के विभेद करने में यह परीक्षण प्रयुक्त होता है।

आर्सेनिक को हाइड्रोजन सल्फ़ाइड के द्वारा आर्सेनिक ट्राइ-सल्फ़ाइड में अवक्षिप्त कर अवक्षेप को निःस्यन्दन पत्र पर हाइड्रोजन सल्फ़ाइड लिये हुए जल से धोकर उसे १००° श पर सुखाकर तौलने से आर्सेनिक की मात्रा निर्धारित होती है। यदि ऐसे सल्फ़ाइड में मुक्त गन्धक की कुछ मात्रा होने की सम्भावना हो तो उसे कार्बन डाइ-सल्फ़ाइड के द्वारा धो लेना चाहिए।

आर्सेनिक को आर्सेनिक धातु के रूप में भी प्राप्त कर उसे तौलने से आर्सेनिक की मात्रा निर्धारित होती है।

आयोडीन और सोडियम थायो-सल्फेट के द्वारा आयतनमित विधि से भी आर्सेनिक की मात्रा निर्धारित होती है।

$$As_4O_6 + 4I_2 + 4H_2O = 2As_2O_5 + 8HI$$

क्रिया के समय बने हाइड्रियोडिक अम्ल को दूर करने के लिए सोडियम बाइ-कार्बनेट डाला जाता है।

मैगनीसियम पाइरो-आर्सेनेट $Mg_2As_2O_7$ के रूप में प्राप्त करके भी आर्सेनिक की मात्रा कभी-कभी निर्धारित होती है। इसके लिए आर्सेनिक आर्सेनिक अम्ल के रूप में रहना चाहिए। मैगनीसिया मिश्रण (NH_4Cl NH_4OH और $MgSO_4$) के द्वारा पहले आर्सेनिक को अवक्षिप्त कर अवक्षेप को तीव्र आँच में गरम करने से पाइरो-आर्सेनेट प्राप्त होता है।

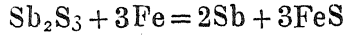
अंटीमनी

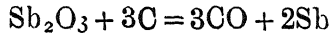
संकेत, Sb; परमाणुभार = १२१.८

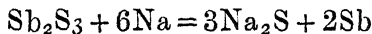
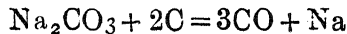
उपस्थिति। अल्पमात्रा में अंटीमनी मुक्तावस्था में अनेक स्थानों में, विशेषतः बोरनियो में, पाया जाता है। आक्सिजन के साथ संयुक्त यह 'श्वेत अंटीमनी' Sb_2O_3, और अंटीमनी गेरू Sb_2O_4 के नाम से पाया जाता है। गन्धक के साथ संयुक्त यह स्टिबनाइट या भूरा अंटीमनी गेरू Sb_2S_3 के नाम से पाया जाता है। इसके सबसे अधिक महत्त्व के खनिज यही हैं। स्टिबनाइट बहुत प्राचीन काल से ज्ञात है। स्त्रियाँ आँखों को रँगने के लिए इसका व्यवहार करती थीं। थोड़ी-थोड़ी मात्रा में बर्मा और मैसूर में अंटीमनी सल्फ़ाइड प्राप्त होता है।

अंटीमनी प्राप्त करना। इसके लिए साधारणतया सल्फ़ाइड प्रयुक्त होता है। अंटीमनी प्राप्त करने की दो विधियाँ हैं। खनिज को छोटे-छोटे टुकड़ों में तोड़कर उसे ग्रेफाइट की घरिया में रखकर लोहे के

बुरादे के साथ एक विधि में गरम करते हैं। इससे अंटीमनी सल्फ़ाइड और लोहे के साथ क्रिया हो आयर्न सल्फ़ाइड मैल के रूप में ऊपर उठता है और पिघला हुआ अंटीमनी नीचे इकट्ठा होता है। कलछे से अंटीमनी को निकाल लेते हैं।

$$Sb_2S_3 + 3Fe = 2Sb + 3FeS$$

दूसरी विधि में अशुद्ध सल्फ़ाइड को पहले द्रवीभूत करते हैं जिससे पथरीली वस्तुएँ इससे पृथक् हो जाती हैं। पिघले हुए सल्फ़ाइड के साथ इसकी मात्रा का आधा कोयला मिलाकर सावधानी से फूँकते हैं। कोयला इस कारण मिलाया जाता है कि सल्फ़ाइड का ढेर टिकिया में न बन जाय। इससे सल्फ़ाइड का कुछ अंश आक्साइड में परिणत हो जाता है और शेष अपरिवर्तित रहता है। आर्सेनिक का अधिकांश भाग इस प्रकार आक्सीकृत हो जाता है और अंटीमनी आक्साइड और सल्फ़र डायक्साइड के साथ उड़ जाता है। अवशिष्ट भाग को 'अंटीमनी भस्म' कहते हैं। इसमें अंटीमनी ट्रायक्साइड और सल्फ़ाइड रहता है। इसमें थोड़ा कोयला और सोडियम कार्बनेट मिलाकर घरिया में रक्त ताप तक गरम करते हैं जिससे निम्न-लिखित समीकरण के अनुसार क्रियाएँ होती हैं।

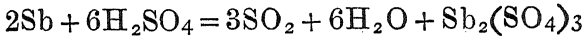
$$Sb_2O_3 + 3C = 3CO + 2Sb$$

सोडियम कार्बनेट पर कार्बन की क्रिया से सोडियम मुक्त होता है। यह अंटीमनी सल्फ़ाइड के गन्धक के साथ संयुक्त हो सोडियम सल्फ़ाइड बनता और इस प्रकार अंटीमनी मुक्त होता है।

$$Na_2CO_3 + 2C = 3CO + Na$$
$$Sb_2S_3 + 6Na = 3Na_2S + 2Sb$$

इस प्रकार से प्राप्त अंटीमनी में आर्सेनिक, लोहा, गन्धक और बहुधा सीस और ताम्र भी रह सकते हैं। यह फिर शोधित होता और उससे शुद्ध अंटीमनी प्राप्त होता है।

गुण। अंटीमनी चमकीली, मणिभीय भङ्गुर धातु है। यह कुछ नीली आभा लिये हुए श्वेत वर्ण की होती है। इसका विशिष्ट घनत्व ६·७ से ६·८ तक होता है।

साधारण तापक्रम पर वायु या आक्सिजन से यह आक्रान्त नहीं होता, पर गरम करने से इनमें यह तीव्रता से जलता है। इस प्रकार जलकर यह अंटीमनी ट्रायक्साइड बनता है। यह ६३०° श पर पिघलता है और श्वेत ताप पर उड़ जाता है। घनीभूत होने पर इसकी मणिभीय प्रकृति तल पर देख पड़ती है। घनीभूत होने पर यह फैलता है। अपनी मिश्रधातुओं को भी यह इस गुण को प्रदान करता है। इससे अंटीमनी की मिश्रधातुओं में बहुत सुन्दर और ठीक-ठीक ढाँचे बनने का गुण होता है।

अंटीमनी पर तनु गन्धकाम्ल या तनु हाइड्रोक्लोरिक अम्ल की कोई क्रिया नहीं होती। समाहृत गन्धकाम्ल इससे सल्फेट और सल्फ़र डायक्साइड में परिणत हो जाता है।

$$2Sb + 6H_2SO_4 = 3SO_2 + 6H_2O + Sb_2(SO_4)_3$$

हाइड्रोक्लोरिक अम्ल से अंटीमनी क्लोराइड बनता और हाइड्रोजन निकलता है। तनु नाइट्रिक अम्ल से आक्रान्त हो यह अंटीमनी ट्रायक्साइड बनता है। यहाँ पहले अंटीमनी नाइट्रेट बनता है और यह फिर जल-विच्छेदित हो Sb_2O_3 में परिणत हो जाता है। समाहृत नाइट्रिक अम्ल से यह हाइड्रेटेड पेंटाक्साइड $Sb_2O_5xH_2O$ में परिणत हो जाता है।

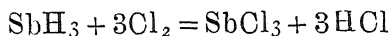
चूर्ण किया हुआ अंटीमनी क्लोरीन में स्वतः चमक के साथ जल उठता है। इस प्रकार जलकर यह अंटीमनी ट्राइ-क्लोराइड बनता है। यह ताप और विद्युत् का चालक होता है।

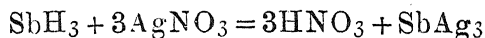
मिश्रधातु। अंटीमनी अनेक मिश्रधातुएँ बनाता है। टाइप धातु सीस, वङ्ग और अंटीमनी की मिश्रधातु है। ब्रिटेनिया धातु में ८२ भाग वङ्ग का, १६ भाग अंटीमनी का और दो भाग यशद का रहता है। यह मिश्रधातु श्वेत और चमकीली होती है और प्याले, चमचे इत्यादि के बनाने

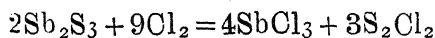
में प्रयुक्त होती है। बैबिट धातु में वङ्ग ८९ प्रतिशत, अंटीमनी १० प्रतिशत और ताम्र ९ प्रतिशत रहता है। यह सङ्घर्षण को कम करने के लिए यन्त्रों के कल-पुर्ज़ों के बनाने में प्रयुक्त होती है।

अंटीमनी हाइड्राइड, SbH_3। यह उसी प्रकार से प्राप्त होता है जिस प्रकार आर्सेनिक हाइड्राइड प्राप्त होता है।

गुण। इसके गुण भी आर्सेनिक हाइड्राइड के गुण के समान ही होते हैं। यह वर्ण-रहित अरुचिकर गन्धवाली गैस है। यह बैंगनी आभा लिये हुई ज्वाला के साथ जलकर जल और अंटीमनी ट्रायक्साइड बनता है। यदि वायु की मात्रा परिमित है तो जल और अंटीमनी धातु प्राप्त होती है। ताप से इससे काँच-नली के ठण्डे भाग में अंटीमनी का कृष्ण निःक्षेप प्राप्त होता है। हैलोजन तत्त्वों से यह विच्छेदित हो अंटीमनी हैलाइड बनता है।

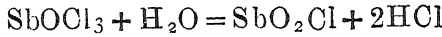
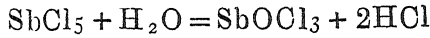
$$SbH_3 + 3Cl_2 = SbCl_3 + 3HCl$$

सिल्वर नाइट्रेट के विलयन में इसे ले जाने से चाँदी के साथ-साथ अंटीमनी अवक्षिप्त हो जाता है।

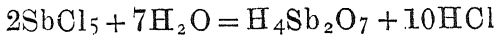
$$SbH_3 + 3AgNO_3 = 3HNO_3 + SbAg_3$$

अंटीमनी ट्राइक्लोराइड, $SbCl_3$ **और अंटीमनी पेंटाक्लोराइड,** $SbCl_5$। अंटीमनी पर शुष्क क्लोरीन की क्रिया से ये क्लोराइड प्राप्त होते हैं। क्लोरीन की प्रचुरता में अंटीमनी पेंटाक्लोराइड बनता और अंटीमनी के आधिक्य में अंटीमनी ट्राइ-क्लोराइड बनता है। अंटीमनी सल्फ़ाइड पर क्लोरीन की क्रिया से भी अंटीमनी ट्राइ-क्लोराइड प्राप्त होता है।

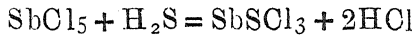
$$2Sb_2S_3 + 9Cl_2 = 4SbCl_3 + 3S_2Cl_2$$

अंटीमनी ट्राइ-क्लोराइड पर क्लोरीन की क्रिया से भी अंटीमनी पेंटा-क्लोराइड प्राप्त होता है।

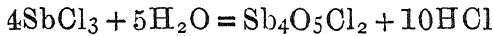
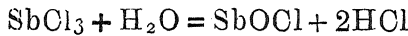
अंटीमनी पेंटाक्लोराइड प्रायः वर्णरहित प्रबल सधूम द्रव है। यह रङ्गहीन घन में घनीभूत होता है। इसके मणिभ -6° श पर पिघलते हैं।

वायु-मण्डल के दबाव पर गरम करने से यह ट्राइ-क्लोराइड और क्लोरीन में विघटित हो जाता है। कम दबाव पर यह उबाला और स्रवित किया जा सकता है। बर्फ़-जल या ठण्डे जल की क्रिया से यह अंटीमनी आक्सी-क्लोराइड में परिणत हो जाता है।

$$SbCl_5 + H_2O = SbOCl_3 + 2HCl$$
$$SbOCl_3 + H_2O = SbO_2Cl + 2HCl$$

उष्ण जल से अंटीमनी पेंटा-क्लोराइड और आक्सी-क्लोराइड दोनों ही पाइरो-अंटीमोनिक अम्ल में परिणत हो जाते हैं।

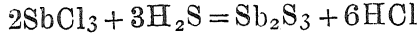
$$2SbCl_5 + 7H_2O = H_4Sb_2O_7 + 10HCl$$

हाइड्रोजन सल्फ़ाइड के द्वारा यह अंटीमनी सल्फ़ो-क्लोराइड में परिणत हो जाता है।

$$SbCl_5 + H_2S = SbSCl_3 + 2HCl$$

अंटीमनी ट्राइ-क्लोराइड वर्णरहित प्रस्वेद्य मणिभीय यौगिक है। यह ७३° श पर पिघलता और २२३° श पर उबलता है। द्रव क्लोराइड के घनीभूत होने पर कोमल पारभासक घन प्राप्त होता है। यह अलकोहल और कार्बन बाइ-सल्फ़ाइड में विलेय होता है। जल की क्रिया से यह भी आक्सीक्लोराइड में परिणत हो जाता है।

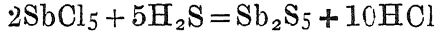
$$SbCl_3 + H_2O = SbOCl + 2HCl$$
$$4SbCl_3 + 5H_2O = Sb_4O_5Cl_2 + 10HCl$$

अंटीमनी ट्राइ-फ्लोराइड, अंटीमनी ट्राइ-क्लोराइड और अंटीमनी ट्राइ-आयोडाइड ट्राइ-क्लोराइड की भाँति ही धातु के सीधे संयेाग से प्राप्त होते हैं। ये सब मणिभीय घन होते हैं और जल से आक्सी-लवणों में परिणत हो जाते हैं।

अंटीमनी ट्राइ-सल्फ़ाइड, Sb_2S_3 और अंटीमनी पेंटा-सल्फ़ाइड Sb_2S_5। अंटीमनी ट्राइ-सल्फ़ाइड स्टिबनाइट या भूरे अंटी-

मनी गेरू के नाम से प्रकृति में पाया जाता है। अंटीमनी ट्राइ-क्लोराइड के विलयन में हाइड्रोजन सल्फ़ाइड ले जाने से यह अवक्षिप्त होता है।

$$2SbCl_3 + 3H_2S = Sb_2S_3 + 6HCl$$

प्राकृतिक सल्फ़ाइड भूरे कृष्ण वर्ण का होता है, पर उपर्युक्त विधि से प्राप्त सल्फ़ाइड को २००° श पर सुखाने से ईंट के रङ्ग का लाल अमणिभीय चूर्ण प्राप्त होता है। इसे पिघलाने और धीरे-धीरे ठण्डा करने से यह मणिभीय रूप में परिणत हो जाता है। वायु में गरम करने से सल्फ़र डायक्साइड और अंटीमनी-आक्साइड प्राप्त होता है। हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के साथ गरम करने से हाइड्रोजन सल्फ़ाइड निकलता और अंटीमनी ट्राइ-क्लोराइड बनता है।

अंटीमनी पेंटाक्लोराइड को जल के साथ मिलाकर उसमें हाइड्रोजन सल्फ़ाइड के ले जाने से अंटीमनी पेंटा-सल्फ़ाइड प्राप्त होता है।

$$2SbCl_5 + 5H_2S = Sb_2S_5 + 10HCl$$

यह धुँधला नारङ्गी वर्ण का चूर्ण होता है। गरम करने पर यह ट्राइ-सल्फ़ाइड और गन्धक में विच्छेदित हो जाता है।

अंटीमनी ट्राइ-सल्फ़ाइड और पेंटासल्फ़ाइड दोनों ही अलकली सल्फ़ाइडों में घुलकर थायो-लवण बनते हैं। इन थायो-लवणों से खनिज अम्लों के द्वारा अंटीमनी सल्फ़ाइड फिर अवक्षिप्त हो जाता है।

अंटीमनी के आक्साइड और आक्सी-अम्ल। अंटीमनी के तीन आक्साइड ज्ञात हैं।

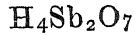
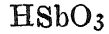
अंटीमनी ट्रायक्साइड (अंटीमोनियस आक्साइड) Sb_2O_3 या Sb_4O_6

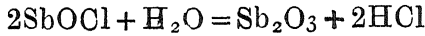
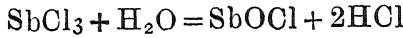
अंटीमनी टेट्राक्साइड Sb_2O_4

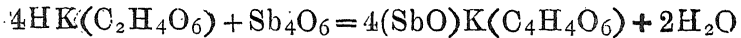
अंटीमनी पेंटाक्साइड Sb_2O_5

अंटीमनी पेंटाक्साइड से तीन अम्ल बनते हैं।

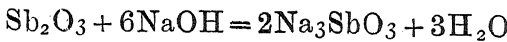
अर्थो-अंटीमोनिक अम्ल H_3SbO_4

पाइरो-अंटीमोनिक अम्ल $H_4Sb_2O_7$
मिटा-अंटीमोनिक अम्ल $HSbO_3$

अंटीमनी ट्रायक्साइड, Sb_4O_6। अंटीमनी को वायु या आक्सिजन में गरम करने से यह प्राप्त होता है। अंटीमनी ट्राइ-क्लोराइड में जल डालने से अंटीमनी आक्सी-क्लोराइड $SbOCl$ अवक्षिप्त होता है। इस अवक्षेप को सोडियम कार्बनेट के साथ उबालने से यह आक्साइड में परिणत हो जाता है।

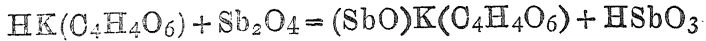
$$SbCl_3 + H_2O = SbOCl + 2HCl$$
$$2SbOCl + H_2O = Sb_2O_3 + 2HCl$$

अंटीमनी ट्रायक्साइड श्वेत चूर्ण है। यह उद्धनित होता है और जल में बहुत अल्प घुलता है। इसके विलयन की लिटमस पर कोई क्रिया नहीं होती। यह नाइट्रिक अम्ल या गन्धकाम्ल में अविलेय होता है, पर हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में घुलकर अंटीमनी ट्राइ-क्लोराइड बनता है। यह टार्टरिक अम्ल में विलेय होता है। पोटासियम हाइड्रोजन टार्टरेट के साथ उबालने से विलयन से 'टार्टर इमेटिक' के मणिभ प्राप्त होते हैं।

$$4HK(C_2H_4O_6) + Sb_4O_6 = 4(SbO)K(C_4H_4O_6) + 2H_2O$$

टार्टर इमेटिक औषध में काम आता है।

दाहक सोडा में अंटीमनी ट्रायक्साइड के उबालने से सोडियम अंटी-मोनाइट बनता है।

$$Sb_2O_3 + 6NaOH = 2Na_3SbO_3 + 3H_2O$$

अंटीमनी टेट्राक्साइड, Sb_2O_4। अंटीमनी ट्राइ-आक्साइड को वायु में जलाने से या अंटीमनी पर कुछ समाहृत नाइट्रिक अम्ल की क्रिया से यह प्राप्त होता है।

अंटीमनी टेट्राक्साइड श्वेत अवाष्पशील चूर्ण है। यह जल में अविलेय होता है। पोटासियम हाइड्रोजन टार्टरेट के साथ उबालने से यह टार्टर इमेटिक और मिटा-अंटीमोनिक अम्ल में परिणत हो जाता है।

$$HK(C_4H_4O_6) + Sb_2O_4 = (SbO)K(C_4H_4O_6) + HSbO_3$$

अंटीमनी पेंटाक्साइड, Sb_2O_5। अंटीमनी को समाहृत नाइट्रिक अम्ल के साथ गरम करने और इस प्रकार से प्राप्त अंटीमोनिक अम्ल को २७५° श तापक्रम पर गरम करने से यह आक्साइड प्राप्त होता है।

यह पीतवर्ण का चूर्ण है। जल में अविलेय होता है। ३००° श पर गरम करने से यह आक्सिजन और ट्रायक्साइड में विच्छेदित हो जाता है। यह बहुत दुर्बल आम्लिक होता है।

अर्थो-अंटीमोनिक अम्ल, H_3SbO_4 **और मिटा-अंटीमोनिक अम्ल,** $HSbO_3$। पोटासियम अंटीमोनेट को तनु नाइट्रिक अम्ल के द्वारा विच्छेदित करने से और इस प्रकार से प्राप्त अवक्षेप को १००° श पर सुखाने से अर्थो-अम्ल प्राप्त होता है। अवक्षेप को १७५° श पर सुखाने से मिटा-अंटीमोनिक अम्ल प्राप्त होता है।

ये दोनों ही श्वेत चूर्ण हैं और जलीय पोटाश में विलेय होते हैं। जल में भी थोड़े थोड़े ये विलेय होते हैं। गरम करने से ये पेंटाक्साइड में परिणत हो जाते हैं। मिटा अम्ल पहले औषध में प्रयुक्त होता था।

पाइरो-अंटीमोनिक अम्ल, $H_4Sb_2O_7$। अंटीमनी पेंटाक्लोराइड को उष्ण जल के द्वारा विच्छेदित करने से यह प्राप्त होता है। वायु में सुखाने से जो यौगिक प्राप्त होता है उसका सूत्र $H_4Sb_2O_7, 2H_2O$ है। अंटीमनी पेंटाक्साइड के सब हाइड्रेटों के सङ्गठन और गुण उनके तैयार करने की विधि और सुखाने के तापक्रम पर निर्भर करते हैं। अंटीमोनिक अम्ल के लवणों में पोटासियम अंटीमोनेट $KSbO_3$, पोटासियम पाइरो-अंटीमोनेट $K_4Sb_2O_7$, सोडियम अंटीमोनेट $2NaSbO_3 7H_2O$, अमोनियम अंटीमोनेट NH_4SbO_3 और लेड अंटीमोनेट $Pb(SbO_3)_2$ हैं।

अंटीमनी की पहचान और निर्धारण। अंटीमनी के लवणों के विलयन को जल से तनु करने से अंटीमनी आक्सीक्लोराइड $SbOCl$ का श्वेत अवक्षेप प्राप्त होता है।

हाइड्रोजन सल्फ़ाइड के द्वारा नारङ्गी रङ्ग का अंटीमनी सल्फ़ाइड अवक्षिप्त हो जाता है। यह सल्फ़ाइड अमोनियम सल्फ़ाइड में विलेय होता है।

अंटीमनी यौगिकों को बुंसेन ज्वालक के लघ्वीकरण मण्डल में अस्बेस्टस के सूत्र पर रखने और उस पर आधा जल भरा चीनी का प्याला रखने से प्याले की तह पर अंटीमनी का कृष्ण निःक्षेप प्राप्त होता है। यह ठण्डे नाइट्रिक अम्ल में कुछ कुछ विलेय होता है पर सोडियम हाइपो-क्लोराइट में अविलेय होता है।

आर्सेनिक के मार्श के परीक्षण से भी अंटीमनी पहचाना जाता है। इसका अवक्षेप ज्वाला के सन्निकट में प्राप्त होता है। यह निम्न तापक्रम पर बनता है। वायु में गरम करने से इसके आक्साइड के मणिभीय निःक्षेप नहीं प्राप्त होते। यह सोडियम हाइपोक्लोराइट में विलेय नहीं होता है।

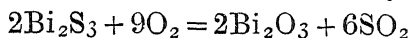
अंटीमनी की मात्रा अंटीमनी को सल्फ़ाइड में अवक्षिप्त कर उसे कार्बन डायक्साइड के आवरण में सुखाने और उसे तौलने से निर्धारित होती है।

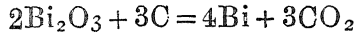
बिस्मथ

सङ्केत, Bi; परमाणु-भार = २०६·०

उपस्थिति। बिस्मथ मुक्तावस्था में भी पाया है। बिस्मथ आक्साइड, बिस्मथ गेरू, Bi_2O_3, और बिस्मथ सल्फ़ाइड, बिस्मथ ग्लाँस, Bi_2S_3 इसके प्रधान खनिज हैं। टंगस्टेन और वङ्ग के खनिजों के साथ थोड़ी मात्रा में बिस्मथ पाया जाता है।

बिस्मथ प्राप्त करना। अशुद्ध धातु को पिघलाकर अन्य अपद्रव्यों से बिस्मथ को पृथक् कर लेते हैं। यदि सल्फ़ाइड खनिज से धातु प्राप्त करनी होती है तो इसे पहले भूनते हैं जिससे इसका गन्धक सल्फ़र डायक्साइड के रूप में निकल जाता और बिस्मथ का आक्साइड रह जाता है।

$$2Bi_2S_3 + 9O_2 = 2Bi_2O_3 + 6SO_2$$

इस आक्साइड को फिर लोहे और कोयले के साथ गरम करते हैं और धातुमैल के घनीभूत होने पर द्रव बिस्थम को बहा लेते ।

$$2Bi_2O_3 + 3C = 4Bi + 3CO_2$$

इस प्रकार से प्राप्त बिस्मथ में कुछ गन्धक, आर्सेनिक, लोहा, कोबाल्ट तथा अन्य धातुएँ मिली रहती हैं। उपर्युक्त विधि के दोहराने से प्रायः शुद्ध बिस्मथ प्राप्त होता है।

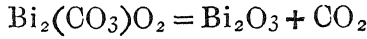
गुण। बिस्मथ भूरे रङ्ग की रक्त आभा लिये हुई मणिभीय धातु है। यह कठोर और भङ्गुर होता है। इसमें चमकीली धातुक-द्युति होती है। इसका विशिष्ट घनत्व ७·८ होता है। यह २७०° श पर पिघलता है। द्रव बिस्मथ के घनीभूत होने से यह फैलता है। यह विद्युत् का कुचालक होता है।

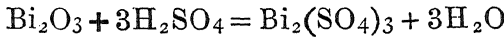
यह वायु वा आक्सिजन से आक्रान्त नहीं होता पर वायु में तीव्र आँच से आक्साइड में परिणत हो जाता है। तनु गन्धकाम्ल और हाइड्रोक्लोरिक अम्ल की इस पर कोई क्रिया नहीं होती है। उष्ण और समाहृत हाइड्रोक्लोरिक अम्ल की भी इस पर कोई क्रिया नहीं होती। तप्त गन्धकाम्ल से यह बिस्मथ सल्फेट $Bi_2(SO_4)_3$ और सल्फर डायक्साइड में परिणत हो जाता है। तनु वा समाहृत नाइट्रिक अम्ल से यह शीघ्रता से आक्रान्त हो बिस्मथ नाइट्रेट बनता और नाइट्रोजन के आक्साइड मुक्त करता है।

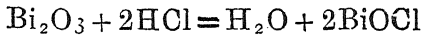
निम्न तापक्रम पर पिघलनेवाली अनेक मिश्रधातुओं के निर्माण में बिस्मथ प्रयुक्त होता है। रोज़ की धातु में बिस्मथ का दो भाग, वङ्ग का एक भाग और सीस का एक भाग रहता है। यह धातु ६४° श पर पिघलती है। वूड की धातु में बिस्मथ का चार भाग, सीस का दो भाग, वङ्ग का एक भाग और कैडमियम का एक भाग रहता है। यह ७१° श पर पिघलती है। निम्न तापक्रम पर पिघलने के कारण ये मिश्रधातुएँ बायलर के लिए डांठ, विद्युत् सम्बन्ध के लिए पलीता और भय-सूचक अग्नि में द्रावक के लिए प्रयुक्त होती हैं।

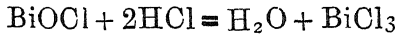
बिस्मथ आक्साइड। बिस्मथ के अनेक आक्साइड होते हैं। उनमें बिस्मथ ट्रायक्साइड और बिस्मथ पेण्टाक्साइड मुख्य हैं।

बिस्मथ ट्रायक्साइड, Bi_2O_3। बिस्मथ को वायु या आक्सिजन में जलाने से यह प्राप्त होता है। बिस्मथ के हाइड्रेटेड आक्साइड, कार्बनेट या नाइट्रेट के गरम करने से भी यह प्राप्त होता है।

$$Bi_2(CO_3)O_2 = Bi_2O_3 + CO_2$$

यह पीत वर्ण का चूर्ण है। यह जल में अविलेय होता है। जल से यह आक्रान्त नहीं होता। वायु या आक्सिजन में गरम करने से इसमें कोई विकार नहीं उत्पन्न होता। यह अंटीमनी के आक्साइडों से अधिक प्रबल भास्मिक होता है। अम्लों में घुलकर यह लवण बनता है। नाइट्रिक अम्ल के साथ नाइट्रेट बनता है, गन्धकाम्ल के साथ सल्फेट बनता है।

$$Bi_2O_3 + 3H_2SO_4 = Bi_2(SO_4)_3 + 3H_2O$$

हाइड्रोक्लोरिक अम्ल की थोड़ी मात्रा से इसका आक्सी-क्लोराइड बनता है।

$$Bi_2O_3 + 2HCl = H_2O + 2BiOCl$$

पर अधिक मात्रा से उसमें घुलकर बिस्मथ ट्राइ-क्लोराइड बनता है।

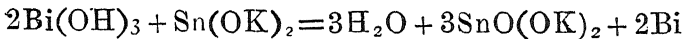
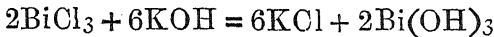
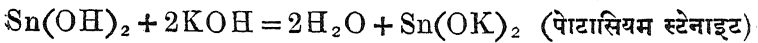
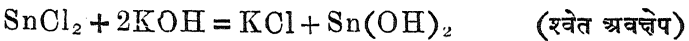
$$BiOCl + 2HCl = H_2O + BiCl_3$$

ये लवण जल से जल-विच्छेदित हो जाते हैं। चीनी के पात्रों पर लुक् फेरने के लिए ये लवण प्रयुक्त होते हैं।

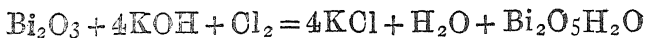
बिस्मथ लवणों में स्टेनस् हाइड्राक्साइड के क्षारीय विलयन डालने से बिस्मथ धातु का कृष्ण अवक्षेप प्राप्त होता है। यह विधि बिस्मथ के पहचानने में प्रयुक्त होती है।

$$SnCl_2 + 2KOH = KCl + Sn(OH)_2 \quad \text{(श्वेत अवक्षेप)}$$

$$Sn(OH)_2 + 2KOH = 2H_2O + Sn(OK)_2 \quad \text{(पोटासियम स्टेनाइट)}$$

$$2BiCl_3 + 6KOH = 6KCl + 2Bi(OH)_3$$

$$2Bi(OH)_3 + Sn(OK)_2 = 3H_2O + 3SnO(OK)_2 + 2Bi$$

बिस्मथ पेंटाक्साइड, Bi_2O_5। बिस्मथ ट्रायक्साइड को दाहक पोटाश के विलयन में आस्रस्त कर, उसे उबालकर उसमें क्लोरीन ले जाने से यह आक्साइड प्राप्त होता है।

$$Bi_2O_3 + 4KOH + Cl_2 = 4KCl + H_2O + Bi_2O_5H_2O$$

बिस्मथ पेंटाक्साइड रक्त चूर्ण है। गरम करने से यह शीघ्र ही बिस्मथ ट्रायक्साइड और बिस्मथ टेट्राक्साइड Bi_2O_4 में परिणत हो जाता है।

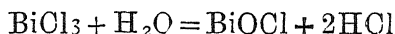
नाइट्रिक अम्ल और गन्धकाम्ल के द्वारा यह लघ्वीकृत हो जाता है और इस प्रकार आक्सिजन मुक्त होता है। हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के संसर्ग से यह क्लोरीन निकालता और इस प्रकार पेराक्साइडों के सदृश कार्य करता है।

$$Bi_2O_5 + 10HCl = 2BiCl_3 + 5H_2O + 2Cl_2$$

बिस्मथ हैलाइड। बिस्मथ ट्राइ-फ़्लोराइड, BiF_3, बिस्मथ ट्राइ-क्लोराइड, $BiCl_3$, बिस्मथ ट्राइ-ब्रोमाइड, $BiBr_3$, और बिस्मथ ट्राइ-आयोडाइड BiI_3, प्रमुख हैलाइड हैं। इनके अतिरिक्त कुछ और हैलाइड ज्ञात हैं।

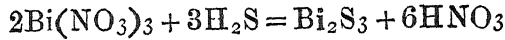
बिस्मथ ट्राइ-क्लोराइड, $BiCl_3$। बिस्मथ को क्लोरीन में जलाने या बिस्मथ आक्साइड को हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में घुलाने से यह प्राप्त होता है। बिस्मथ को मरक्यूरिक क्लोराइड के साथ गरम करने और क्रिया-फल को स्रवित करने से बिस्मथ क्लोराइड स्रवित हो जाता है।

यह श्वेत बहुत अधिक प्रस्वेद्य मणिभीय यौगिक है। क्लोरीन के आवरण में गरम करने से यह पीत द्रव में पिघल जाता है। जल के द्वारा यह बिस्मथ आक्सीक्लोराइड का श्वेत अवक्षेप देता है।

$$BiCl_3 + H_2O = BiOCl + 2HCl$$

यह अवक्षेप टार्टरिक अम्ल में अविलेय है और जल से फिर विच्छेदित नहीं होता। इस क्रिया से बिस्मथ और अंटीमनी के बीच विभेद किया जाता है।

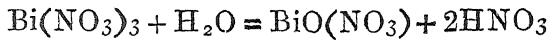
बिस्मथ फ़्लोराइड, ब्रोमाइड और आयोडाइड भी क्लोराइड की भाँति ही तैयार होते हैं। जल से ये भी भास्मिक लवण बनते हैं।

बिस्मथ ट्राइ-सल्फ़ाइड, Bi_2S_3। यह प्रकृति में बिस्मथ ग्लाँस के नाम से पाया जाता है। बिस्मथ लवण में हाइड्रोजन सल्फ़ाइड के द्वारा यह अवक्षिप्त होता है। बिस्मथ और गन्धक को गरम कर पिघलाने से भी यह

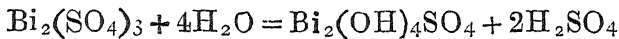
$$2Bi(NO_3)_3 + 3H_2S = Bi_2S_3 + 6HNO_3$$

प्राप्त होता है ।

यह धुँधला कपिल प्रायः कृष्ण वर्ण का चूर्ण है । प्राकृतिक सल्फ़ाइड इस्पात-भूरे रङ्ग का चमकीला होता है । बहुत तेज़ आँच से यह तत्त्वों में विच्छेदित हो जाता है । अंटीमनी और आर्सेनिक सल्फ़ाइडों के सदृश यह अलकली सल्फ़ाइडों में विलेय नहीं होता । स्टेनस् क्लोराइड की उपस्थिति में बिस्मथ मोनो-सल्फ़ाइड BiS प्राप्त होता है ।

बिस्मथ नाइट्रेट, $Bi(NO_3)_3$ । बिस्मथ को नाइट्रिक अम्ल में घुलाने से यह प्राप्त होता है । जल के द्वारा यह भास्मिक नाइट्रेट में विच्छेदित हो जाता है ।

$$Bi(NO_3)_3 + H_2O = BiO(NO_3) + 2HNO_3$$

यह लवण औषधों में प्रयुक्त होता है । चीनी पात्र पर लुक फेरने के लिए और चेहरे के पाउडरों में यह काम आता है ।

बिस्मथ सल्फ़ेट, $Bi_2(SO_4)_3$ । बिस्मथ आक्साइड Bi_2O_3 को उष्ण समाहृत गन्धकाम्ल में घुलाने और विलयन को ठण्डा करने से यह प्राप्त होता है । जल के द्वारा यह भास्मिक सल्फ़ेट में परिणत हो जाता है ।

$$Bi_2(SO_4)_3 + 4H_2O = Bi_2(OH)_4SO_4 + 2H_2SO_4$$

गरम करने से यह भास्मिक सल्फ़ेट $Bi_2O_2(SO_4)$ में परिणत हो जाता है ।

भास्मिक कार्बनेट । बिस्मथ लवण में अमोनियम कार्बनेट के डालने से भास्मिक बिस्मथ कार्बनेट $Bi(OH)CO_3$ प्राप्त होता है । यह औषधों में प्रयुक्त होता है ।

बिस्मथ की पहचान और निर्धारण । बिस्मथ लवणों को कोयले पर गरम करने से बिस्मथ धातु प्राप्त होती है । यह धातु हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में घुल जाती है और इस विलयन को जल के अधिक आयतन में डालने से अक्सी-क्लोराइड का श्वेत अवक्षेप प्राप्त होता है ।

बिस्मथ लवणों के आम्लिक विलयन में हाइड्रोजन सल्फ़ाइड से बिस्मथ सल्फ़ाइड का अवक्षेप प्राप्त होता है।

इसके लवणों के विलयन में स्टेनस् क्लोराइड की उपस्थिति में दाहक पोटाश के डालने से बिस्मथ धातु का कृष्ण अवक्षेप प्राप्त होता है।

बिस्मथ धातु की मात्रा धातु के रूप में या आक्साइड के रूप में या आक्सीक्लोराइड के रूप में निर्धारित होती है।

आर्सेनिक, अंटीमनी और बिस्मथ का तुलनात्मक अध्ययन

(१) इस वर्ग की धातुएँ भङ्गुर होती हैं। ये धातुएँ कभी-कभी प्रकृति में भी पाई जाती हैं। इनके आक्साइड के लघ्वीकरण से धातुएँ सरलता से प्राप्त होती हैं।

(२) इन तत्त्वों में धातु के गुण होते हैं। इन पर तनु अम्लों की कोई क्रिया नहीं होती। तप्त समाहृत गन्धकाम्ल आर्सेनिक को आक्सीकृत कर देता और अंटीमनी और बिस्मथ को घुला देता है।

(३) इन धातुओं में रूपान्तरता होती है।

(४) ये धातुएँ सरलता से क्लोरीन, आक्सिजन और गन्धक के साथ संयुक्त होती हैं।

(५) ये धातुएँ लवणों में त्रिबन्धक या पञ्चबन्धक होती हैं। इनके आक्साइड R_2O_3 और R_2O_5 सूत्र के होते हैं। इनके आक्साइडों में अम्ल बनने की प्रबल प्रवृत्ति होती है। यह गुण आर्सेनिक में अधिक, अंटीमनी में उससे कम और बिस्मथ में और भी कम होता है। इन धातुओं के लवण स्थायी नहीं होते।

(६) आर्सेनिक और अंटीमनी के बीच अधिक समानता देखी जाती है। ये दोनों RH_3 सूत्र के हाइड्राइड बनते हैं। ये दोनों ट्राइ और पेंटा-सल्फ़ाइड बनते हैं। इन सल्फ़ाइडों में आम्लिक गुण होता है जिससे ये अमोनियम सल्फ़ाइड में घुलकर थायो-लवण बनते हैं। बिस्मथ केवल ट्राइ सल्फ़ाइड बनाता है और यह अमोनियम सल्फ़ाइड में घुलता नहीं है।

प्रश्न

१—आर्सेनिक के मुख्य-मुख्य खनिजों का नाम और सूत्र दो। इन खनिजों में से एक से आर्सेनिक और इसका आक्साइड कैसे तैयार करोगे?

२—आर्सेनिक हाइड्राइड के तैयार करने की विधि और इसके गुणों का वर्णन करो। इसे किसी काँच-नली में गरम करने और सिल्वर नाइट्रेट के विलयन में क्रिया-फल के ले जाने से क्या होगा?

३—आर्सेनिक के आक्साइड के सम्बन्ध में क्या जानते हो? यह कैसे तैयार होता है और इसके गुण क्या हैं?

४—आर्सेनिक को कैसे पहचानोगे और इसकी मात्रा कैसे निर्धारित करोगे?

५—अंटीमनी के मुख्य-मुख्य खनिज कौन हैं? स्टिबनाइट से शुद्ध अंटीमनी कैसे प्राप्त करोगे? अंटीमनी पर खनिज अम्लों की क्या क्रियाएँ होती हैं?

६—अंटीमनी हाइड्राइड कैसे तैयार होता है? इसके क्या-क्या गुण हैं? इसमें और आर्सेनिक हाइड्राइड में क्या पार्थक्य है?

७—अंटीमनी से अंटीमोनियस आक्साइड, अंटीमनी ट्राइ-क्लोराइड, अंटीमनी आक्सी-क्लोराइड और टार्टर इमेटिक कैसे तैयार करोगे? इन यौगिकों के गुण क्या हैं?

८—खनिजों से बिस्मथ कैसे प्राप्त होता है? इसके मुख्य-मुख्य गुण क्या हैं? किन-किन बातों में यह अंटीमनी से समानता रखता है।

९—बिस्मथ क्लोराइड, बिस्मथ नाइट्रेट और बिस्मथ सल्फ़ाइड कैसे तैयार होते हैं? इन पर जल की क्या क्रियाएँ होती हैं?

१०—किन-किन बातों में आर्सेनिक, अंटीमनी और बिस्मथ में सादृश्य है और किन-किन बातों में पार्थक्य?

११—आर्सेनिक, अंटीमनी और बिस्मथ एक ही वर्ग के तत्त्व हैं। क्या ये धातु हैं या अधातु? आर्सेनिक और अंटीमनी की अपेक्षा बिस्मथ कैसे अधिक धातुक है?

परिच्छेद १६

क्रोमियम

सङ्केत, Cr; परमाणु-भार = ५२·०

उपस्थिति। प्रकृति में मुक्तावस्था में क्रोमियम नहीं पाया जाता। इसका प्रमुख खनिज क्रोमाइट, क्रोम-लोहा पत्थर, FeO,Cr_2O_3 है। लेड क्रोमेट $PbCrO_4$ के रूप में भी यह पाया जाता है। अनेक बहुमूल्य खनिजों—जैसे माणिक, मरकत, याकूत इत्यादि—के रङ्ग क्रोमियम के कारण होते हैं। भारत में बलूचिस्तान, मैसूर, बिहार और उड़ीसा में क्रोमाइट पाया जाता है। सन् १६१८ ई० में प्रायः ८ लाख रुपये का क्रोमाइट इन स्थानों से निकला था।

धातु प्राप्त करना। क्रोमियम सेस्क्वी-आक्साइड और कार्बन को विद्युत्-भट्टी में गरम करने से जो क्रिया-फल प्राप्त होता है उसे कैलसियम आक्साइड (CaO) के साथ गरम करने से क्रोमियम का कार्बन कैलसियम कारबाइड के रूप में निकल जाता और इस प्रकार शुद्ध क्रोमियम प्राप्त होता है।

गोल्डस्मिथ की विधि से भी क्रोमियम प्राप्त होता है। इस विधि में क्रोमियम सेस्क्वी-आक्साइड और अलुमिनियम के चूर्ण अगलनीय घरिया के पेंदे में रखे जाते हैं। इसके ऊपर सोडियम पेराक्साइड और अलुमिनियम के चूर्ण का मिश्रण रखा जाता है। इस मिश्रण को मैगनीसियम-रिबन के द्वारा जलाते हैं। सोडियम पेराक्साइड और अलुमिनियम के मिश्रण के जलने से इतनी गरमी उत्पन्न होती है कि अलुमिनियम का आक्सीकरण आरम्भ हो जाता है। क्रोमियम आक्साइड से अलुमिनियम आक्सिजन को लेकर आक्साइड में परिणत हो जाता है और क्रोमियम धातु के छोटे-छोटे दाने घरिया के पेंदे में रह जाते हैं।

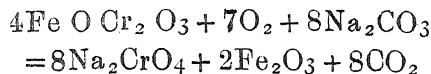
गुण । क्रोमियम कठोर भूरे रङ्ग की धातु है । इसका विशिष्ट घनत्व ६·२ है । यह १५२०° श पर पिघलता है । तनु अम्लों में गरम करने से यह घुल जाता है । समाहृत नाइट्रिक अम्ल से यह आक्रान्त नहीं होता पर यह निष्क्रिय हो जाता है । आक्सी-हाइड्रोजन ज्वाला में गरम करने से यह बड़ी चमक से जलता है ।

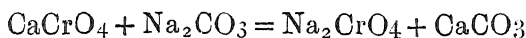
इस्पात में क्रोमियम की उपस्थिति से इस्पात की कठोरता, तन्यता और स्थिति-स्थापकत्व बढ़ जाता है । फेरो-क्रोमियम में ६० से अधिक प्रतिशत क्रोमियम रहता है । जिस इस्पात में दो प्रतिशत कार्बन और २·४ प्रतिशत क्रोमियम रहता है वह बहुत कठोर होता है । अतः सेफ़ और पीसने के यन्त्रों के बनाने में इस प्रकार का इस्पात प्रयुक्त होता है । क्रोम-निकेल इस्पात कवच के लिए पट्ट के निर्माण में व्यवहृत होता है ।

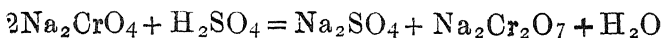
क्रोमियम सीधे नाइट्रोजन के साथ संयुक्त हो क्रोमियम नाइट्राइड Cr_2N_2 बनता है । फ़ास्फ़रस के साथ सीधे संयुक्त हो क्रोमियम फ़ास्फ़ाइड Cr_2P_2 बनता है । कार्बन के साथ गरम करने से यह कारबाइड, Cr_4C और Cr_3C_2 बनता है । ये कारबाइड बड़े कठोर होते हैं और अम्लराज से भी आक्रान्त नहीं होते ।

क्रोमेट और डाइक्रोमेट । क्रोमेट से ही क्रोमियम के अन्य लवण तैयार होते हैं । अतः पहले क्रोमेट का तैयार करना जानना आवश्यक है । यह क्रोमाइट या क्रोम-लोह पत्थर से तैयार होता है ।

क्रोमाइट को सोडियम कार्बनेट और चूने के साथ प्रचुर वायु में भूनते हैं । चूने से क्रोमाइट का ढेर सछिद्र हो जाता है । वायु के आक्सिजन से खनिज का आक्सीकरण होता है । इससे फ़ेरस् आक्साइड फ़ेरिक आक्साइड में परिणत हो जाता है और क्रोमियम सेस्की-आक्साइड Cr_2O_3 क्रोमिक आक्साइड CrO_3 में परिणत हो जाता है । क्रोमिक ट्रायक्साइड फिर सोडियम कार्बनेट के साथ संयुक्त हो सोडियम कार्बनेट बनता है । चूना कालसियम क्रोमेट में परिणत हो जाता है ।

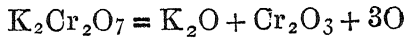
$$4FeO\,Cr_2O_3 + 7O_2 + 8Na_2CO_3$$
$$= 8Na_2CrO_4 + 2Fe_2O_3 + 8CO_2$$

ठण्डे किये हुए ढेर को फिर सोडियम कार्बनेट के साथ उबालते हैं। इससे कैलसियम क्रोमेट सोडियम क्रोमेट में परिणत हो जाता और कैलसियम कार्बनेट अवक्षिप्त हो जाता है।

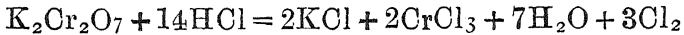
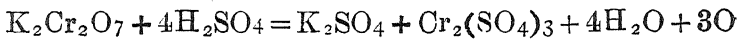
$$CaCrO_4 + Na_2CO_3 = Na_2CrO_4 + CaCO_3$$

अविलेय कैलसियम कार्बनेट और फेरिक आक्साइड से निःस्यन्दन द्वारा सोडियम क्रोमेट को पृथक् करते हैं। विलयन को फिर गन्धकाम्ल के द्वारा आम्लिक बनाते हैं। इससे सोडियम कार्बनेट विच्छेदित हो जाता और सोडियम क्रोमेट सोडियम डाइ-क्रोमेट में परिणत हो जाता है।

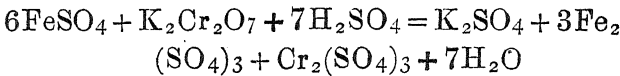
$$2Na_2CrO_4 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + Na_2Cr_2O_7 + H_2O$$

विलयन के समाहृत करने से सोडियम सल्फ़ेट कम विलेय होने के कारण पहले पृथक् हो जाता है और तब सोडियम डाइ-क्रोमेट के प्रस्वेद्य मणिभ $Na_2Cr_2O_7\ 2H_2O$ पृथक् होते हैं।

सोडियम कार्बनेट के स्थान में यदि पोटासियम कार्बनेट का प्रयोग हो तो पोटासियम क्रोमेट और पोटासियम डाइ-क्रोमेट प्राप्त होते हैं। पोटासियम क्रोमेट से पोटासियम डाइ-क्रोमेट कम विलेय होता है। अतः विलयन से पहले पोटासियम डाइ-क्रोमेट पृथक् हो जाता है। विलयनावशेष में पोटासियम सल्फ़ेट रहता है। यह विलयनावशेष क्रोम-लोह पत्थर के भूने हुए ढेर को घुलाने के लिए फिर प्रयुक्त होता है।

इस प्रकार से प्राप्त पोटासियम डाइ-क्रोमेट, चमकीला रक्त सूच्याकार समपार्श्व होता है। यह बिना किसी विकार के पिघलता है। बरफ़-शीत जल के १०० भाग में इसका ४·६ भाग और उबलते जल में १०० भाग में इसका १०८ भाग घुलता है। विलयन की क्रिया आम्लिक होती है। यह विषैला होता है। शुष्क अवस्था में गरम करने से आक्सिजन निकलता है। यह प्रबल आक्सीकारक होता है। आक्सीकरण में इससे जो आक्सिजन निकलता है वह आगे के समीकरण से प्रकट होता है।

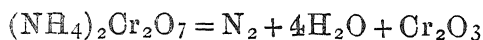
$$K_2Cr_2O_7 = K_2O + Cr_2O_3 + 3O$$

अम्लों की उपस्थिति में ये आक्साइड लवणों में परिणत हो जाते हैं। गन्धकाम्ल और हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के साथ निम्न-लिखित समीकरणों के अनुसार क्रियाएँ होती हैं।

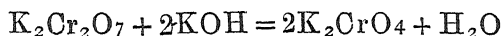
$$K_2Cr_2O_7 + 4H_2SO_4 = K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + 4H_2O + 3O$$
$$K_2Cr_2O_7 + 14HCl = 2KCl + 2CrCl_3 + 7H_2O + 3Cl_2$$

यह सल्फ़र डायक्साइड को सल्फ़र ट्रायक्साइड में, स्टेनस् लवणों को स्टेनिक लवणों में और फ़ेरस् लवणों को फ़ेरिक लवणों में आक्सीकृत कर देता है। फेरस् लवणों के साथ क्रिया इस प्रकार होती है।

$$6FeSO_4 + K_2Cr_2O_7 + 7H_2SO_4 = K_2SO_4 + 3Fe_2(SO_4)_3 + Cr_2(SO_4)_3 + 7H_2O$$

इससे अलकोहल अलडीहाइड या ऐसिटिक अम्ल में आक्सीकृत हो जाता है।

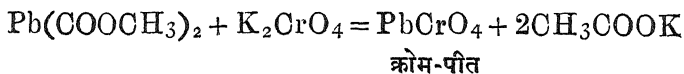
पोटासियम डाइ-क्रोमेट रंगों के दूर करने में, रंगसाज़ी में और छींट की छपाई में प्रयुक्त होता है। जिलेटिन को पोटासियम डाइ-क्रोमेट के साथ मिलाकर प्रकाश में खुला रखने से जिलेटिन कठोर और अविलेय हो जाता है। इस गुण के कारण यह फ़ोटोग्राफ़ी में व्यवहृत होता है। चमड़े के व्यवसाय में भी चमड़े के पकाने में यह काम आता है। इसके द्वारा चमड़े का जिलेटिन अविलेय हो जाता है। इससे पकाया हुआ चमड़ा अधिक समय तक टिकता है। आयतनमित विश्लेषण में पोटासियम डाइ-क्रोमेट प्रयुक्त होता है।

अमोनियम डाइक्रोमेट $(NH_4)_2Cr_2O_7$। अमोनिया में क्रोमियम ट्रायक्साइड की आवश्यक मात्रा डालने से अमोनियम डाइक्रोमेट प्राप्त होता है। विलयन के समाहृत करने से इसके नारंगी-लाल रंग के मणिभ प्राप्त होते हैं। ३०° श पर १०० भाग जल में इसका ४७ भाग विलेय होता है। वायु में यह स्थायी होता है पर गरम करने से चमक के साथ आगे दिये हुए समीकरण के अनुसार विच्छेदित हो जाता है।

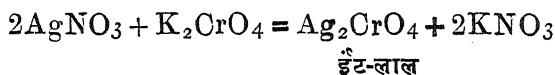
$$(NH_4)_2Cr_2O_7 = N_2 + 4H_2O + Cr_2O_3$$

पोटासियम क्रोमेट, K_2CrO_4 । पेटासियम डाइ-क्रोमेट के विलयन में दाहक पेटाश के डालने से पेटासियम क्रोमेट प्राप्त होता है ।

$$K_2Cr_2O_7 + 2KOH = 2K_2CrO_4 + H_2O$$

यह चमकीला पीत समचतुर्भुजीय मणिभ होता है । यह पेटासियम सल्फेट का समरूपी होता है । वैश्लेषिक रसायन में यह व्यवहृत होता है । इससे अनेक अविलेय क्रोमेट तैयार होते हैं जो पिगमेंट में प्रयुक्त होते हैं। लेड ऐसिटेट या लेड नाइट्रेट में पेटासियम क्रोमेट के डालने से क्रोम-पीत प्राप्त होता है ।

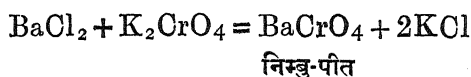
$$Pb(COOCH_3)_2 + K_2CrO_4 = PbCrO_4 + 2CH_3COOK$$

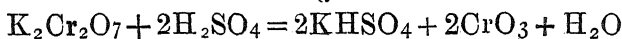
क्रोम-पीत

सिल्वर नाइट्रेट में पेटासियम क्रोमेट के डालने से ईंट-लाल वर्ण का सिल्वर क्रोमेट प्राप्त होता है ।

$$2AgNO_3 + K_2CrO_4 = Ag_2CrO_4 + 2KNO_3$$

ईंट-लाल

बेरियम क्लोराइड में पेटासियम क्रोमेट डालने से निम्बु-पीत वर्ण का बेरियम क्रोमेट प्राप्त होता है ।

$$BaCl_2 + K_2CrO_4 = BaCrO_4 + 2KCl$$

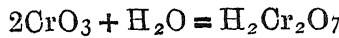
निम्बु-पीत

क्रोमियम ट्रायक्साइड, CrO_3 । थोड़ा जल लिये हुए पेटासियम डाइ-क्रोमेट पर समाहृत गन्धकाम्ल की क्रिया से यह प्राप्त होता है ।

$$K_2Cr_2O_7 + 2H_2SO_4 = 2KHSO_4 + 2CrO_3 + H_2O$$

इस विलयन से पेटासियम बाइ-सल्फेट पहले मणिभ बनकर पृथक् हो जाता है । विलयनावशेष में कुछ और गन्धकाम्ल डालकर समाहृत करते हैं । इस विलयन से तब सूच्याकार रक्त मणिभ के रूप में क्रोमियम ट्रायक्साइड पृथक् होता है । इन मणिभों को खपड़े पर रखकर द्रव को

बहा लेते हैं। फिर गन्धकाम्ल को दूर करने लिए नाइट्रिक अम्ल से धोते हैं। अन्त में उष्ण वायु के द्वारा नाइट्रिक अम्ल के लेश को दूर करते हैं।

क्रोमियम ट्रायक्साइड के रक्त सूच्याकार मणिभ बहुत अधिक प्रस्वेद्य होते हैं। प्रायः २५०° श पर यह Cr_2O_3 और आक्सिजन में विच्छेदित हो जाता है। आक्सिजन के शीघ्रता से पृथक् होने के कारण यह प्रबल आक्सीकारक होता है। इसके संसर्ग से कागज़ झुलस जाता है। अल-कोहल की कुछ बूँदें पर डालने से यह जल उठता है। यह अमोनिया और कार्बनिक पदार्थों को विच्छेदित कर देता है। इस्पात में कार्बन की मात्रा उलग्रेन की विधि से निर्धारित होती है। इस विधि में क्रोमियम ट्रायक्साइड के द्वारा कार्बन को कार्बन डायक्साइड में परिणत कर उसे दाहक पोटाश में शोषित कर कार्बन की मात्रा निर्धारित करते हैं।

यह अम्ल-जनक आक्साइड है। इसमें भास्मिक गुण बिलकुल नहीं होता। जल में घुलकर यह रक्त-पीत वर्ण का विलयन बनता है। इस विल-यन में डाइ-क्रोमिक अम्ल $H_2Cr_2O_7$ रहता है न कि क्रोमिक अम्ल H_2CrO_4।

$$2CrO_3 + H_2O = H_2Cr_2O_7$$

क्रोमिक अम्ल मुक्तावस्था में वस्तुतः अस्थायी होता है।

डाइ-क्रोमेट उदासीन या आम्लिक विलयनों में स्थायी होते हैं पर क्षारों की उपस्थिति में क्रोमेट में परिणत हो जाते हैं। क्रोमेट उदासीन या क्षारीय विलयनों में स्थायी होते हैं पर अम्लों की उपस्थिति में डाइ-क्रोमेट में परिणत हो जाते हैं।

क्रोमियम सेस्की-आक्साइड Cr_2O_3। अमोनियम डाइ-क्रोमेट या पोटासियम डाइ-क्रोमेट और अमोनियम क्लोराइड के गरम करने से यह प्राप्त होता है।

बड़ी मात्रा में पोटासियम डाइ-क्रोमेट को गन्धक के साथ फूँकने से यह प्राप्त होता है। यह धुँधले हरे रङ्ग का होता है। फूँका हुआ आक्साइड

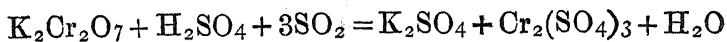
अम्लों में प्रायः अविलेय होता है। बहुत समय तक समाहृत गन्धकाम्ल के साथ गरम करने से यह घुल जाता है।

अनेक हरे रङ्ग के पिगमेंट तैयार करने में यह प्रयुक्त होता है। काँचों के रँगने और उस पर चित्रकारी करने में भी यह काम आता है।

क्रोमिक हाइड्राक्साइड, $Cr(OH)_3$ । क्रोमिक लवणों में अमोनियम हाइड्राक्साइड के डालने से इसका हरा अवक्षेप प्राप्त होता है। गरम करने से रक्त ताप पर यह सेस्क्वी-आक्साइड में परिणत हो जाता है। अम्लों में घुलकर यह क्रोमिक लवण बनता है। क्षारों में घुलकर यह क्रोमाइट बनता है। यह वस्तुतः उभयगुणी हाइड्राक्साइड है।

क्रोमिक सल्फ़ेट, $Cr_2(SO_4)_3$ । क्रोमिक हाइड्राक्साइड को कुछ समाहृत गन्धकाम्ल में घुलाने से यह प्राप्त होता है। यह बैंगनी रङ्ग का मणिभीय चूर्ण बनता है। ठण्डे जल में घुलाने से यह बैंगनी रङ्ग का विलयन बनता है पर गरम करने से यह हरे रङ्ग का हो जाता है। क्रोमिक लवण साधारणतः दो रूपों में पाये जाते हैं। अलकली सल्फ़ेटों के साथ संयुक्त हो क्रोमिक सल्फ़ेट गहरे नील-लोहित रङ्ग का युग्म लवण बनता है जो ऐलम के सदृश होता और उसका समरूपी भी होता है। ऐसे लवणों का सामान्य सूत्र $M_2SO_4Cr_2(SO_4)_3 24H_2O$ होता है।

पोटासियम क्रोम ऐलम । पोटासियम डाइ-क्रोमेट में गन्धकाम्ल की उपस्थिति में सल्फ़र डायक्साइड के ले जाने से पोटासियम क्रोम ऐलम प्राप्त होता है।

$$K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 + 3SO_2 = K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O$$

विलयन के रख देने से इसके मणिभ जिनमें जल के २४ अणु होते हैं पृथक् हो जाते हैं। ये मणिभ धुँधले किरमजी रङ्ग के होते हैं। ये अपनी तौल के सातगुने जल में साधारण तापक्रम पर घुलते हैं। इस विलयन का रङ्ग बैंगनी होता है पर साधारण तापक्रम पर शनैः शनैः और उबालने पर शीघ्रता

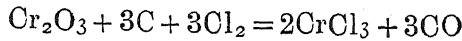
से हरे रङ्ग में परिणत हो जाता है। क्लोराइड और सल्फ़ेट के भी इसी प्रकार के हरे और बैगनी रङ्ग के विलयन बनते हैं।

प्रतिकारकों के प्रति इन हरे और बैगनी रङ्ग के विलयनों की क्रिया विभिन्न होती है। हरे रङ्ग के विलयन से क्लोरीन या गन्धकाम्ल मूलक क्रमशः सिल्वर नाइट्रेट और बेरियम क्लोराइड के द्वारा कुछ ही अंश में अवक्षिप्त होते हैं पर बैगनी रङ्ग के विलयन से सब के सब अवक्षिप्त हो जाते हैं। बैगनी रङ्ग के क्रोमिक सल्फ़ेट के विलयन से ही ऐलम बनता है, हरे रङ्ग के विलयन से नहीं।

ऐसा समझा जाता है कि तैयार करने की विधि, विलयन और तापक्रम की विभिन्नता से क्रोमिक सल्फ़ेट के भिन्न-भिन्न प्रकार के लवण बनते हैं। हरे रङ्ग के विलयन में क्रोमियम का मिश्रित अम्ल $H_2[Cr_2(OH)_3]_4$ बनता है जिसमें क्रोमियम या सल्फ़ेट के आयन नहीं रहते।

क्रोमस सल्फ़ेट, $CrSO_4 7H_2O$। क्रोमियम धातु को तनु गन्धकाम्ल में घुलाने से यह प्राप्त होता है। इसके मणिभ नीले होते हैं और यह फेरस् सल्फ़ेट का समरूपी होता है।

क्रोमिक क्लोराइड, $CrCl_3$। क्रोमिक सेस्क्वी-आक्साइड को कार्बन के साथ क्लोरीन के प्रवाह में गरम करने से यह प्राप्त होता है।

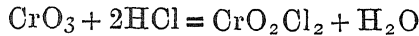
$$Cr_2O_3 + 3C + 3Cl_2 = 2CrCl_3 + 3CO$$

यह बहुत अस्थायी होता है। बिना विकार के यह उद्धनित होता है और इसका वाष्प १२००° श पर $CrCl_3$ सूत्र के अनुकूल होता है। समाहृत खनिज अम्लों की इस पर कोई क्रिया नहीं होती पर हाइड्रोजन में गरम करने से यह क्रोमस क्लोराइड में लध्वीकृत हो जाता है।

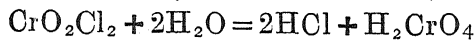
यह जल में प्रायः अविलेय होता है पर ऐसे जल में शीघ्र ही घुल जाता है जिसमें क्रोमस क्लोराइड का लेशमात्र भी विद्यमान हो। क्रोमिक हाइड्राक्साइड को हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के साथ गाढ़ा करने से हरे रङ्ग के मणिभ $CrCl_3\ 6H_2O$ प्राप्त होते हैं। यह बहुत विलेय होता है और गरम करने से Cr_2O_3, हाइड्रोक्लोरिक अम्ल और जल में परिणत हो जाता है। $CrCl_3$

$6H_2O$ भी हरे और बैगनी रङ्ग में पाया जाता है। अनार्द्र क्रोमिक क्लोराइड अमोनिया के साथ $CrCl_3, 6NH_3$ और $CrCl_3, 5NH_3$ बनता है।

क्रोमस् क्लोराइड, $CrCl_2$। हाइड्रोक्लोरिक अम्ल गैस में क्रोमियम को रक्त ताप पर गरम करने से यह प्राप्त होता है। यदि पोटासियम डाइ-क्रोमेट में पर्याप्त यशद और उसमें समाहृत हाइड्रोक्लोरिक अम्ल डालें तो सुन्दर आस्मानी रङ्ग का विलयन प्राप्त होता है। यह क्रोमस्-क्लोराइड के कारण होता है। आक्सिजन की इस पर क्रिया होती है। अतः इसे तैयार करने के पात्र में वायु के स्थान में कार्बन डायक्साइड रहना चाहिए। गैसों के मिश्रणों से आक्सिजन को दूर करने के लिए क्रोमस् क्लोराइड प्रयुक्त होता है।

क्रोमील क्लोराइड, CrO_2Cl_2। पोटासियम डाइ-क्रोमेट को गन्धकाम्ल और किसी विलेय क्लोराइड के साथ गरम करने से क्रोमील क्लोराइड स्रवित हो जाता है। अधिक सुविधा से क्रोमियम ट्राइ-हाइड्राक्साइड को समाहृत हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में घुलाकर उसे भली भाँति ठण्डा कर उसमें पर्याप्त समाहृत गन्धकाम्ल के डालने से क्रोमील क्लोराइड पृथक् हो जाता है। अम्ल के नीचे यह एक नया स्तर बनता है। इसे पृथक् कर, इसमें वायु प्रवाहित कर फिर स्रवित करने से शुद्ध यौगिक प्राप्त होता है।

$$CrO_3 + 2HCl = CrO_2Cl_2 + H_2O$$

जो द्रव स्रवित होता है वह रक्त-कपिल या गहरे रक्तवर्ण का होता है। यह बहुत चञ्चल और प्रबल सधूम द्रव है। जल से यह विच्छेदित हो जाता है।

$$CrO_2Cl_2 + 2H_2O = 2HCl + H_2CrO_4$$

यह प्रबल आक्सीकारक होता है। फ़ास्फ़रस पर डालने से यह विस्फुटित होता है।

क्रोमियम की पहचान और निर्धारण। सोहागे के मणि को आक्सीकरण और लघ्वीकरण ज्वाला में यह हरा रङ्ग प्रदान करता है।

सोडियम कार्बनेट और शोरे के साथ क्रोमियम लवणों के पिघलाने से पिघला हुआ ढेर क्रोमेट के कारण हरे रङ्ग का होता है।

क्रोमस् वा सेस्क्वी लवणों में दाहक क्षारों के डालने से क्रोमियम का हाइड्राक्साइड अवक्षिप्त हो जाता है।

क्रोमियम ट्रायक्साइड के लवणों को समाहृत गन्धकाम्ल के साथ उबालकर H_2S वा SO_2 के द्वारा लघ्वीकृत कर उसमें दाहक क्षारों के डालने से फिर क्रोमियम के हाइड्राक्साइड का अवक्षेप प्राप्त होता है।

क्रोमेट के विलयन से सिल्वर नाइट्रेट के द्वारा रक्त सिल्वर क्रोमेट का और लेड ऐसिटेट के द्वारा पीत लेड क्रोमेट का अवक्षेप प्राप्त होता है।

क्रोमियम की मात्रा क्रोमियम को Cr_2O_3 में परिणत कर उसे तौलने से निर्धारित होती है।

प्रश्न

१—प्रकृति में पाये गये क्रोमियम के यौगिकों से क्रोमेट और डाइ-क्रोमेट कैसे तैयार करोगे ?

२—पोटासियम डाइ-क्रोमेट के जलीय विलयन पर (क) सल्फ़र डायक्साइड, (ख) फ़ेरस् सल्फ़ेट, (ग) स्टेनस, क्लोराइड, (घ) हाइड्रोक्लोरिक अम्ल और (च) दाहक सोडा के विलयन की क्या क्रियाएँ होती हैं ?

३—क्रोम-लोह पत्थर से पोटासियम डाइ-क्रोमेट कैसे तैयार करोगे ? इस यौगिक पर समाहृत हाइड्रोक्लोरिक अम्ल की क्या क्रिया होती है ? इस लवण के रासायनिक गुणों का वर्णन करो।

४—भारत में क्रोम-लोह पत्थर प्रचुरता से पाया जाता है। इस खनिज से पोटासियम क्रोमेट, पोटासियम डाइक्रोमेट, क्रोमऐलम, क्रोमियम सेस्क्वी-आक्साइड और क्रोमियम धातु कैसे प्राप्त करोगे ?

५—क्रोमियम धातु कैसे तैयार होती है ? इस धातु की क्रिया वायु, जल और सामान्य खनिज अम्लों पर क्या होती है ?

६—क्लोमियम क्लोराइड के तैयार करने की विधि और गुणों का वर्णन करो। क्रोमील क्लोराइड कैसे प्राप्त होता है ?

परिच्छेद २०

मैंगनीज

संकेत; Mn; परमाणुभार = ५४·९३

उपस्थिति । मैंगनीज़ के प्रमुख खनिज इसके आक्साइड, पाइरोलुसाइट, MnO_2, ब्रौनाइट, Mn_2O_3 और हौसमेनाइट, Mn_3O_4 हैं। इसका कार्बनेट मैंगनीज़ स्पार $MnCO_3$ और सल्फ़ाइड, मैंगनीज़ ब्लेंड, MnS, भी कहीं कहीं पाये जाते हैं।

मध्यप्रान्त, मध्यभारत, धारवार, उत्तरीय कनारा और बम्बई के रत्नागिरी ज़िलों और गोआ में प्रचुर मैंगनीज़ खनिज पाया जाता है। १९२० ई० में प्रायः ५$\frac{1}{2}$ करोड़ रुपये का खनिज बाहर गया था। लोहे के कारखानों में भारत में थोड़ा खनिज खपता है। मध्यप्रान्त से जो खनिज प्राप्त होता है वह उच्च कोटि का होता और उसमें मैंगनीज़ बहुत अधिक मात्रा में रहता है।

धातु प्राप्त करना । मैंगनीज़ आक्साइडों को कार्बन के साथ श्वेत तापपर गरम करने से मैंगनीज़ धातु प्राप्त होती है। शुद्धावस्था में थरमाइट विधि से भी अर्थात् मैंगनीज़ आक्साइड को अलुमिनियम के चूर्ण के साथ गरम करने से मैंगनीज़ प्राप्त हो सकता है।

गुण । मैंगनीज़ कुछ ललाई लिये हुए श्वेतवर्ण का होता है। यह बहुत कठोर और भङ्गुर होता है। इसका विशिष्ट घनत्व प्रायः ८ है। यह १२४५° श पर पिघलता है। यह वायु में शीघ्र ही आक्सीकृत हो जाता है। अतः या तो मुद्रित बन्द पात्रों में या किरासन तैल के अन्दर सुरक्षित रखा जाता है। ठण्ढे में यह जल को धीरे-धीरे विच्छेदित करता है पर उबालने से शीघ्रता से। तनु अम्लों में यह शीघ्र ही घुल जाता है। नाइट्रोजन में

गरम करने से यह मैंगनीज़ नाइट्राइड Mn_3N_2 बनता है। जिस लोहे में मैंगनीज़ रहता है वह वायु से विकृत नहीं होता। अतः इस्पात के निर्माण में अधिक मैंगनीज़ प्रयुक्त होता है।

लोहे और मैंगनीज़ की मिश्रधातु, जिसमें ४ से ६ प्रतिशत कार्बन रहता है, 'स्पीगेल लौह' कहलाती है। जिस मिश्रधातु में प्रतिशत २९ मैंगनीज़ का रहता है उसे फ़ेरो-मैंगनीज़ कहते हैं। ये दोनों ही इस्पात के बनाने में प्रयुक्त होती हैं।

मैंगनीज़ के आक्साइड । मैंगनीज़ से अनेक आक्साइड बनते हैं। $MnO, Mn_2O_3, Mn_3O_4, MnO_2, MnO_3$ और Mn_2O_7। इनमें MnO_2 सबसे अधिक महत्त्व का है।

मैंगनस् आक्साइड, MnO । किसी उच्च आक्साइड को हाइड्रोजन के प्रवाह में गरम करने से यह प्राप्त होता है। मैंगनस् लवणों में दाहक पोटाश या सोडा से मैंगनस् हाइड्राक्साइड अवक्षिप्त हो जाता है। इस हाइड्राक्साइड को वायु के अभाव में गरम करने से यह आक्साइड प्राप्त होता है।

यह हरे रङ्ग का चूर्ण है। इसमें स्पष्ट भास्मिक गुण होता है। तनु अम्लों के साथ यह स्थायी मैंगनस् लवण बनता है। हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के साथ मैंगनस् क्लोराइड $MnCl_2$, गन्धकाम्ल के साथ मैंगनस् सल्फ़ेट $MnSO_4$ और नाइट्रिक अम्ल के साथ मैंगनस् नाइट्रेट $Mn(NO_3)_2$ बनता है।

मैंगनीज़ सेस्की-आक्साइड, Mn_2O_3 । यह प्रकृति में ब्रौनाइट के नाम से पाया जाता है। मैंगनस् हाइड्राक्साइड के स्वतः आक्सीकरण से इसका हाइड्रेटेड आक्साइड $Mn_2O_3H_2O$ प्राप्त होता है। इसको बहुत धीरे-धीरे गरम करने से यह आक्साइड प्राप्त होता है। उष्ण नाइट्रिक अम्ल के द्वारा इससे मैंगनस् नाइट्रेट और मैंगनीज़ डायक्साइड प्राप्त होता है।

रक्त मैंगनीज़ आक्साइड या ट्राइ-मैंगनीज़ टेट्राक्साइड, Mn_3O_4 । यह अन्य सब आक्साइडों से अधिक स्थायी होता है। निम्नांश या उच्चांश आक्साइडों के गरम करने से यह प्राप्त होता है। आक्सिजन

तैयार करने में मैंगनीज़ डायक्साइड के गरम करने से अवशिष्ट भाग में यही रह जाता है।

ठण्डे गन्धकाम्ल के साथ यह मैंगनस् और मैंगनिक सल्फ़ेट बनता और तनु गन्धकाम्ल के साथ यह मैंगनस् सल्फ़ेट और डायक्साइड बनता है।

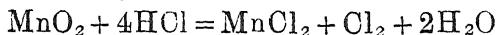
$$Mn_3O_4 + 2H_2SO_4 = 2MnSO_4 + MnO_2 + 2H_2O$$

हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के साथ क्लोरीन मुक्त होता है।

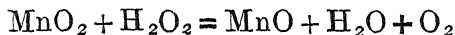
$$Mn_3O_4 + 8HCl = 3MnCl_2 + Cl_2 + 4H_2O$$

मैंगनीज़ डायक्साइड, MnO_2। यह प्रकृति में पाइरोलुसाइट के नाम से पाया जाता है। प्राकृतिक खनिज में सदा ही लोह, सिलिकन, कभी-कभी कोबाल्ट और निकेल मिला रहता है। मैंगनीज़ लवण में क्लोरीन की उपस्थिति में दाहक क्षारों के डालने से हाइड्राक्साइड $Mn(OH)_4$ प्राप्त होता है। हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के साथ गरम करने से यह हाइड्राक्साइड शीघ्र ही मैंगनस् क्लोराइड और क्लोरीन में परिणत हो जाता है।

$$Mn(OH)_4 = MnO_2 + 2H_2O$$

$$MnO_2 + 4HCl = MnCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$$

क्लोरीन प्राप्त करने में यह आक्साइड प्रयुक्त होता है।

इस आक्साइड में कदाचित् ही भास्मिक गुण होता है। चतुर्बन्धक मैंगनीज़ लवण अधिक अस्थायी होते हैं। इसमें दुर्बल आम्लिक गुण होता है। इस कारण क्षारों के साथ मिलकर यह मैंगनाइट लवण बनता है। कालसियम मैंगनाइट का सूत्र $CaMnO_3$ है। आम्लिक विलयन में मैंगनीज़ डायक्साइड और हाइड्रोजन पेराक्साइड एक दूसरे को विच्छेदित करते और इससे आक्सिजन मुक्त होता है। इस आक्सिजन में आधा मैंगनीज़ डायक्साइड से और

$$MnO_2 + H_2O_2 = MnO + H_2O + O_2$$

आधा हाइड्रोजन पेराक्साइड से आता है। मैंगनीज़ डायक्साइड और आक्ज़लिक अम्ल के मिश्रण के गरम करने से आक्ज़लिक अम्ल आक्सीकृत हो जाता है।

$$MnO_2 + C_2H_2O_4 = MnO + 2CO_2 + H_2O$$

इन दोनों और हाइड्रोक्लोरिक अम्ल से क्लोरीन मुक्त होने की क्रियाओं से पाइरोलुसाइट में मैंगनीज़ डायक्साइड की मात्रा निर्धारित होती है।

मैंगनीज़ डायक्साइड आक्सिजन तैयार करने में अकेले या गन्धकाम्ल के साथ प्रयुक्त होता है। यह बैटरी में भी प्रयुक्त होता है। सूखनेवाले तैलों के शीघ्र सुखाने और क्लोरीन तैयार करने में व्यवहृत होता है। काँच के हरे रङ्ग के दूर करने में यह काम आता है।

मैंगनीज़ ट्रायक्साइड, MnO_3। पोटासियम परमैंगनेट को समाहृत गन्धकाम्ल में घुलाकर शुष्क सोडियम कार्बनेट पर टपकाने से इसका बैंगनी वाष्प प्राप्त होता है। यह आक्साइड मैंगनिक अम्ल H_2MnO_4 का निरूदक समझा जाता है। यह अम्ल मुक्तावस्था में ज्ञात नहीं है। अलकली के मैंगनेट अलकली के क्षारों के साथ मैंगनीज़ डायक्साइड को किसी आक्सीकारक के साथ पिघलाने से प्राप्त होते हैं।

मैंगनीज़ हेप्टाक्साइड, Mn_2O_7। हिमीकरण मिश्रण में ठण्डा किये हुए समाहृत गन्धकाम्ल में पोटासियम परमैंगनेट डालने से कपिल वर्ण का द्रव पृथक् हो जाता है। यही Mn_2O_7 है। यह परमैंगनिक अम्ल का निरूदक समझा जाता है। यह प्रबल आक्सीकारक होता है। शुष्क सेन्द्रिय पदार्थ इसमें जल उठते हैं।

परमैंगनिक अम्ल, $HMnO_4$। बेरियम परमैंगनेट पर तनु गन्धकाम्ल की क्रिया से $HMnO_4$ प्राप्त होता है। यह बैंगनी रङ्ग का मणिभ होता है। यह बहुत अस्थायी होता है और आक्सिजन मुक्त करता है। यह प्रबल आक्सीकारक होता है।

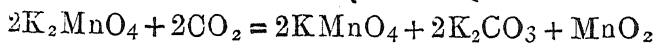
मैंगनेट। वायु की प्रचुरता में दाहक सोडा या पोटाश को मैंगनीज़ डायक्साइड के साथ पिघलाने से पोटासियम मैंगनेट K_2MnO_4 का हरा ढेर प्राप्त होता है। आक्सीकरण में सहायता देने के लिए कभी-कभी शोरा या पोटासियम क्लोरेट उसमें डालते हैं। थोड़े ठण्डे जल में इस हरे ढेर के

घुलाने से धुँधला हरे रङ्ग का विलयन प्राप्त होता है। न्यून दबाव पर इस विलयन को सावधानी से सुखाने से पोटासियम मैंगनेट के हरे मणिभ प्राप्त होते हैं। सोडियम मैंगनेट N_2aMn_4O बहुत अधिकता से निःसंक्रामक रूप में व्यवहृत होता है। कौंडी के द्रव का यह एक सक्रिय अवयव है।

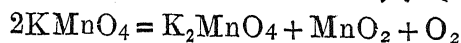
परमैंगनेट। पोटासियम मैंगनेट के विलयन को जल के प्रचुर आयतन में डालकर इसको धीरे-धीरे गरम करने से विलयन का हरा रङ्ग नष्ट होकर पोटासियम परमैंगनेट का गुलाबी रङ्ग प्राप्त होता है और मैंगनीज़ डायक्साइड का कपिल अवक्षेप प्राप्त होता है।

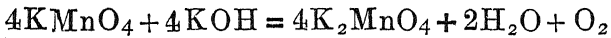
$$2K_2MnO_4 + 2H_2O = 2KMnO_4 + 2KOH + MnO_2$$

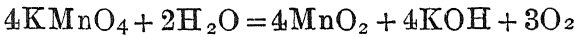
क्षारों की उपस्थिति से इस परिवर्तन में कुछ रुकावट होती है पर अम्लों की उपस्थिति से यह परिवर्तन शीघ्रता से होता है। कार्बनिक अम्ल सदृश दुर्बल अम्लों से भी यह क्रिया बड़ी शीघ्रता से होती है। इस प्रकार पोटासियम मैंगनेट के विलयन में कार्बन डायक्साइड के प्रवाह से पोटासियम पर-

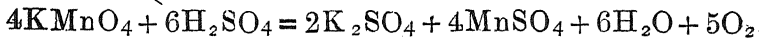
$$2K_2MnO_4 + 2CO_2 = 2KMnO_4 + 2K_2CO_3 + MnO_2$$

मैंगनेट प्राप्त होता है। कार्बन डायक्साइड से मुक्त क्षार उदासीन हो जाता है। काँच के ऊन द्वारा छानकर मैंगनीज़ डायक्साइड पृथक् कर लिया जाता है। बैंगनी रङ्ग के विलयन के समाहृत करने से पोटासियम परमैंगनेट के धुँधले किरमजी मणिभ प्राप्त होते हैं। यह पोटासियम परक्लोरेट का समरूपी होता है।

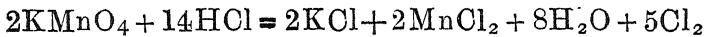
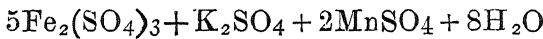
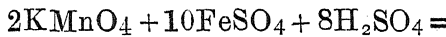
पोटासियम परमैंगनेट के शुष्क मणिभ के गरम करने से यह पोटासियम मैंगनेट, मैंगनीज़ डायक्साइड और आक्सिजन में विच्छेदित हो जाता है।

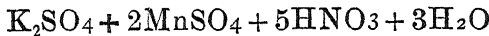
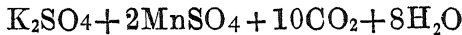
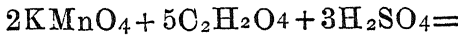
$$2KMnO_4 = K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2$$

पोटासियम परमैंगनेट का विलयन प्रबल आक्सीकारक होता है। केवल क्षारों के साथ क्षारीय बनाने से इसके विलयन में कोई परिवर्तन नहीं होता पर लघ्वीकारक पदार्थों के लेश मात्र की उपस्थिति से यह पोटासियम मैंगनेट बनता और विलयन हरा हो जाता है।

$$4KMnO_4 + 4KOH = 4K_2MnO_4 + 2H_2O + O_2$$

क्षारों और लघ्वीकारकों की पर्याप्त मात्रा की उपस्थिति से मुक्त आक्सिजन लघ्वीकारकों को आक्सीकृत करता और मैंगनीज़ डायक्साइड अवक्षिप्त हो जाता है।

$$4KMnO_4 + 2H_2O = 4MnO_2 + 4KOH + 3O_2$$

लघ्वीकारक और अम्लों की उपस्थिति में परमैंगनेट का रङ्ग नष्ट हो जाता है और मैंगनस् लवण बनता है।

$$4KMnO_4 + 6H_2SO_4 = 2K_2SO_4 + 4MnSO_4 + 6H_2O + 5O_2$$

पोटासियम परमैंगनेट का आम्लिक विलयन हाइड्रोजन-सल्फ़ाइड को गन्धक में, सल्फ़र डायक्साइड को गन्धकाम्ल में, स्टेनस्, क्लोराइड को स्टेनिक क्लोराइड में, और नवजात हाइड्रोजन को जल में परिणत करता है। यह फेरस् लवणों को फेरिक लवणों में और हाइड्रोक्लोरिक अम्ल को क्लोरीन में परिणत करता है।

$$2KMnO_4 + 10FeSO_4 + 8H_2SO_4 =$$
$$5Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 8H_2O$$
$$2KMnO_4 + 14HCl = 2KCl + 2MnCl_2 + 8H_2O + 5Cl_2$$

यह आक्ज़लिक अम्ल को कार्बन डायक्साइड में, नाइट्राइट को नाइट्रेट में आक्सीकृत करता और पोटासियम अयोडाइड से आयोडीन मुक्त करता है।

$$2KMnO_4 + 5C_2H_2O_4 + 3H_2SO_4 =$$
$$K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 10CO_2 + 8H_2O$$
$$2KMnO_4 + 5HNO_2 + 3H_2SO_4 =$$
$$K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 5HNO_3 + 3H_2O$$

पोटासियम परमैंगनेट का क्षारीय विलयन बहुधा कार्बनिक रसायन में आक्सीकारक के रूप में व्यवहृत होता है। पोटासियम परमैंगनेट के दो अणु से क्षारीय विलयन में आक्सिजन के तीन परमाणु और आम्लिक विलयन से आक्सिजन के पाँच परमाणु प्राप्त होते हैं। यह पार्थक्य सरलता से समझा जा सकता है यदि हम स्मरण रखें कि पोटासियम परमैंगनेट

Mn_2O_7 आक्साइड का लवण है और क्षारीय विलयन में MnO_2 का लवण बनता और आम्लिक विलयन में MnO का लवण बनता है।

$$Mn_2O_7 > 2MnO_2 + 3O$$

$$Mn_2O_7 > 2MnO + 5O$$

हाइड्रोजन पेराक्साइड का विलयन पोटासियम परमैंगनेट के रङ्ग को दूर करता है। यहाँ एक दूसरे के लघ्वीकरण से आक्सिजन मुक्त होता है। हाइड्रोजन पेराक्साइड लघ्वीकृत हो जल बनता और पोटासियम परमैंगनेट लघ्वीकृत हो मैंगनस् लवण बनता है।

पोटासियम परमैंगनेट, सर्पदंश में, निःसंक्रामक रूप में, औषधों और जल को निःसंक्रामक बनाने में प्रयुक्त होता है। यह वैश्लेषिक रसायन में भी आयतनमित विश्लेषण में प्रयुक्त होता है।

सोडियम परमैंगनेट, $NaMnO_4$। सोडियम परमैंगनेट, पोटासियम परमैंगनेट के समान ही पर प्रस्वेद्य होता है। अमोनियम, बेरियम, और चाँदी के परमैंगनेट भी ज्ञात हैं।

सोडियम मैंगनेट और परमैंगनेट का मिश्रण पाइरोलुसाइट को दाहक सोडा के साथ गरम करने से प्राप्त होता है। यह कौंडी के द्रव के नाम से निःसंक्रामक रूप में व्यवहृत होता है। निःसंक्रामक होने का गुण इसके आक्सीकरण गुण पर निर्भर करता है।

मैंगनस् लवण

मैंगनस् सल्फ़ाइड, MnS। अनार्द्र अवस्था में यह हरे रङ्ग का होता है पर मैंगनीज़् लवणों के विलयन से अलकली सल्फ़ाइडों के द्वारा मांस के रङ्ग में यह प्राप्त होता है। ऐसिटिक अम्ल में यह विलेय होता है। यशद का सल्फ़ाइड ऐसिटिक अम्ल में अविलेय होता है। इस गुण के कारण मैंगनीज़् यशद से सरलता से पृथक् किया जा सकता है।

मैंगनस् क्लोराइड, $MnCl_2$। क्लोरीन के निर्माण में पाइरोलुसाइट पर हाइड्रोक्लोरिक अम्ल की क्रिया से उप-फल के रूप में यह यौगिक प्राप्त होता

है। मैंगनीज़ कार्बनेट या आक्साइड पर हाइड्रोक्लोरिक अम्ल की क्रिया से भी यह प्राप्त हो सकता है।

यह किरमजी रङ्ग का मणिभ बनता है। इसके मणिभों का सूत्र $MnCl_2 4H_2O$ होता है। इसका उदासीन या आम्लिक विलयन वायु-मण्डल के आक्सिजन से आक्सीकृत नहीं होता।

१२००° और १५००° श के बीच यह वाष्पीभूत हो जाता है। इसके वाष्प का घनत्व $MnCl_2$ सूत्र के अनुकूल पाया गया है।

मैंगनस् सल्फ़ेट, $MnSO_4$। यह मैंगनस आक्साइड या कार्बनेट पर गन्धकाम्ल की क्रिया से प्राप्त होता है। पाइरोलुसाइट पर समाहृत गन्धकाम्ल की क्रिया से भी यह प्राप्त हो सकता है।

विलयन के ठण्डा करने पर इससे गुलाबी रङ्ग के मणिभ प्राप्त होते हैं। इन मणिभों का सङ्गठन $MnSO_4 5H_2O$ होता है। अलकली सल्फ़ेटों के साथ यह युग्म लवण बनता है। पोटासियम सल्फ़ेट के साथ $K_2SO_4 MnSO_4 6H_2O$ प्राप्त होता है।

मैंगनस् कार्बनेट, $MnCO_3$। मैंगनस् लवणों के विलयन में सोडियम कार्बनेट के विलयन डालने से मैंगनस् कार्बनेट का मैला श्वेत अवक्षेप प्राप्त होता है। आर्द्र वायु में यह धीरे-धीरे आक्सीकृत हो कपिल वर्ण में परिणत हो जाता है।

मैंगनिक लवण

मैंगनिक सल्फ़ेट, $Mn_2(SO_4)_3$। अवक्षिप्त पेराक्साइड पर गन्धकाम्ल की क्रिया से हरा प्रस्वेद्य चूर्ण प्राप्त होता है। वायु में खुला रखने से यह विच्छेदित हो जाता है। पोटासियम सल्फ़ेट के साथ यह मैंगनीज़ ऐलम बनता है पर यह भी अस्थायी होता है।

मैंगनीज़ की पहचान और निर्धारण । आक्सीकरण ज्वाला में मैंगनीज़ सोहागे के दाने को मर्तिशमणि का रङ्ग प्रदान करता है। लघ्वीकरण ज्वाला में यह बिना किसी रङ्ग का हो जाता है।

मैंगनीज़ यौगिकों को नाइट्रिक अम्ल और लेड पेराक्साइड के साथ उबालने से नीला या हरा या किरमजी रङ्ग का विलयन प्राप्त होता है।

मैंगनीज़ की मात्रा मैंगनीज़ को मैंगनस् आक्साइड या सल्फ़ाइड में परिणत कर उन्हें तौलने से निर्धारित होती है। मैंगनीज़ डायक्साइड में आक्ज़लिक अम्ल के द्वारा भी मैंगनीज़ की मात्रा निर्धारित होती है।

प्रश्न

१—मैंगनीज़ के प्रमुख खनिज कौन-कौन हैं? इनसे मैंगनेट और परमैंगनेट का निर्माण कैसे होता है? पोटासियम परमैंगनेट के कुछ प्रयोगों का वर्णन करो।

२—पोटासियम परमैंगनेट से (१) पोटासियम मैंगनेट, (२) मैंगनीज़ डायक्साइड, (३) मैंगनीज़ सल्फेट, (४) क्लोरीन और (५) आक्सिजन कैसे तैयार करोगे?

३—पोटासियम परमैंगनेट के आम्लिक विलयन की (१) सल्फ़र डायक्साइड और (२) आक्ज़लिक अम्ल के विलयन पर क्या क्रियाएँ होती हैं? फेरस् सल्फेट के १० ग्राम को फेरिक सल्फेट में परिणत करने के लिए कितना पोटासियम परमैंगनेट चाहिए।

४—मैंगनीज़ के लवण से मैंगनीज़ डायक्साइड के तैयार करने की विधि का वर्णन करो। इस पर गन्धकाम्ल, हाइड्रोक्लोरिक अम्ल, हाइड्रोजन पेराक्साइड, आक्ज़लिक अम्ल की क्या क्रियाएँ होती हैं? इस पर ताप का क्या असर होता है?

परिच्छेद २१

लौह वर्ग

लौह कोबाल्ट निकेल

लौह (लोहा, आयर्न)

सङ्केत, Fe ; परमाणु-भार = ५५·८४

उपस्थिति । लोहे के बड़े-बड़े टुकड़े मुक्तावस्था में ग्रीनलैंड में पाये गये हैं। उल्का में निकेल और कोबाल्ट के साथ-साथ मुक्त लोहा पाया गया है। यह प्रधानतः आक्साइड के रूप में खनिजों में पाया जाता है। मैगनीटाइट, Fe_3O_4, हीमेटाइट, Fe_2O_3, और लिमोनाइट, $2Fe_2O_3$ $3H_2O$, के रूप में यह अनेक स्थानों में पाया जाता है। स्पेथिक आयर्न खनिज इसका कार्बनेट $FeCO_3$ है। सल्फ़ाइड के रूप में आयर्न पीराइटीज़ FeS_2 में, FeS के रूप में उल्का में और आर्सेनिक के साथ मिस्पिकेल FeAs में यह पाया जाता है।

भारत में लोहे का व्यवसाय । बहुत प्राचीन काल से भारत में लोहे का निर्माण होता चला आता है। भारत का फ़ौलाद तलवारों के बनाने में विदेशों में बहुत मूल्यवान् समझा जाता था। दिल्ली के लोहे का खम्भ, जिसकी तौल ६ टन से अधिक है, सम्भवतः ईसा के जन्म के समय में खड़ा हुआ था। लोहे का व्यवसाय एक समय इस देश में बहुत उन्नति पर

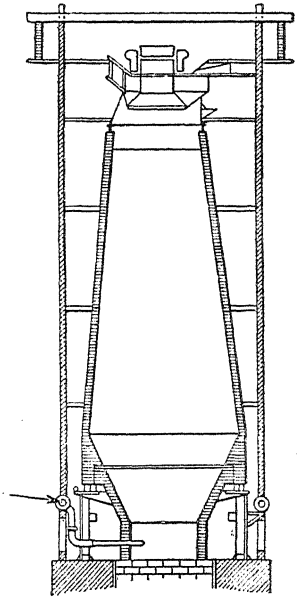
था पर आजकल इसकी दशा बहुत गिरी हुई है। आधुनिक रीति से लोहे के निर्माण की पहली सफल चेष्टा सन् १८७४ ई० में बङ्गाल आयर्न और स्टील कम्पनी द्वारा हुई थी। सन् १९११ ई० में ताता आयर्न और स्टील कम्पनी स्थापित हुई। सन् १९२२ ई० में मैसूर में भद्रावती आयर्न वर्क्स खुला। भारत में प्रतिवर्ष प्रायः १० लाख टन लोहे के सामानों की माँग है। इसका प्रायः आधा इस देश के कारखानों में तैयार होता है। बिहार और उड़ीसा प्रान्त में लोहे के खनिजों की मात्रा ३० खर्ब टन के लगभग कूती गई है। इन खनिजों में ६० प्रतिशत से अधिक भाग लोहे का रहता है। मध्य प्रान्त के चाँदा ज़िले में, मैसूर और बर्मा में लोहे के खनिजों का विस्तृत निःक्षेप विद्यमान है।

लोहा प्राप्त करना। लोहा प्राप्त करने के लिए ऐसे ही खनिज प्रयुक्त होते हैं जिनसे लोहा सरलता से शुद्धावस्था में प्राप्त हो सके। ऐसे खनिज नहीं प्रयुक्त होते जिनमें आर्सेनिक और गन्धक अधिक हैं क्योंकि इन अपद्रव्यों को लोहे से दूर करना कठिन होता है। इनके रहने से लोहे के गुण न्यून हो जाते हैं। साधारणतः आक्साइड या कार्बनेट ही लोहे के निर्माण में प्रयुक्त होते हैं। व्यापार का लोहा तीन रूप में प्राप्त होता है। (१) ढालवाँ लोहा, (२) पिटवाँ लोहा और (३) इस्पात। इन तीनों प्रकार के लोहे का पार्थक्य कार्बन की मात्रा पर निर्भर करता है। ये सभी ढालवाँ लोहे से प्राप्त होते हैं।

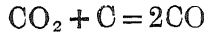
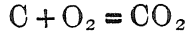
ढालवाँ लोहा। खनिज को पहले भूनते हैं। यह भूनना खनिज को कुछ ईंधन के साथ सावधानी से गरम करने और सावधानी से वायु के प्रवेश कराने से होता है। इससे खनिज का अधिकांश जल, कार्बन डायक्साइड, गन्धक और आर्सेनिक निकल जाते हैं। फेरस् आक्साइड, फेरिक आक्साइड में परिणत हो जाता और खनिज कुछ सछिद्र हो जाता है। अन्तिम क्रिया के कारण खनिज का लघ्वीकरण कुछ सहज हो जाता है। इस कार्य के लिए कभी-कभी वात भट्टी की उच्छिष्ट गैसें प्रयुक्त होती हैं।

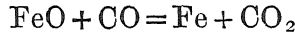
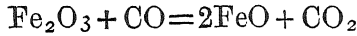
इसके बाद खनिज को कोक के साथ वात भट्टी में पिघलाते हैं। वात भट्टी (चित्र ३८ देखो) ईंट की बनी ५० से १०० फ़ीट ऊँची होती है। इसका महत्तम व्यास १४ से २० या २५ फ़ीट तक होता है। इस भट्टी के अन्दर अच्छे अगलनीय पदार्थों से टीपकारी होती है और बाहर में इस्पात की पट्टी से भट्टी बँधी होती है। भट्टी के अधःभाग को 'गर्भ' मध्य भाग को 'शरीर' और ऊर्ध्वभाग को 'कण्ठ' कहते हैं। गर्भ की दीवार में अनेक द्वार होते हैं। सबसे निचले द्वार से पिघला हुआ लोहा समय समय पर निकाल लिया जाता है। इसके ऊपर एक दूसरा द्वार होता है जिसके द्वारा पिघली हुई धातु-मैल निकाल ली जाती है। इसके कुछ और ऊपर अनेक द्वार होते हैं जिनके द्वारा नलियों की सहायता से तप्त वायु के झोंके प्रवेश करते हैं।

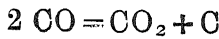
चित्र ३८

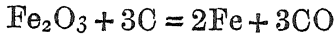
भट्टी के कण्ठ में एक विधान होता है जिसे 'कप और कोन' विधान कहते हैं। भट्टी के मुख पर ढालवाँ लोहे की कीप स्थित रहती है और ढालवाँ लोहे के कोन द्वारा वह बन्द रहता है। कप और कोन को सीकड़ द्वारा लीवर से जोड़कर समतुलित कर देते हैं। जब कीप में भारी आवेश डाला जाता है तब कोन कुछ क्षण के लिए आप से आप नीचे हट जाता और तब आवेश भट्टी में गिर पड़ता है। ज्यों ही आवेश गिर जाता है वैसे ही कोन फिर अपनी पूर्वावस्था में आकर भट्टी के मुख को बन्द कर देता है। इससे इस मार्ग द्वारा भट्टी की गैसें नहीं निकल सकतीं। कण्ठ के पार्श्व के मार्ग से भट्टी की गैसें निकलती हैं। इन गैसों में पर्याप्त कार्बन मनाक्साइड रहता है।

इन्हें जलाकर भट्टी में प्रवेश कराने के पहले वायु को ७००°–८००° श तक गरम करते हैं। भट्टी को एक बार जलाने पर वह वर्षों तक जलती रहती है। इस भट्टी में जो कोक व्यवहृत होता है वह एक विशेष प्रकार का प्रधानतः इसी काम के लिए बना होता है। कोक सघन और मज़बूत होना चाहिए ताकि वह वात भट्टी के दबाव को वहन कर सके। कोक और खनिज के मिश्रण में कुछ ऐसे पदार्थ भी मिलाते हैं जो खनिज की मैल के साथ धातु-मैल बन सकें। खनिज में यदि सिलिका विद्यमान है तो इसे दूर करने के लिए उसमें चूना या चूना-पत्थर मिलाते हैं और यदि उसमें चूना है तो खनिज में सिलिका डालते हैं।

वायु के आक्सिजन के द्वारा कोक का कार्बन कार्बन डायक्साइड बनता है। चूँकि इस कार्बन डायक्साइड को कोक की तप्त तहों के द्वारा जाना पड़ता है, इस कारण यह कार्बन डायक्साइड फिर कार्बन मनाक्साइड में परिणत हो जाता है।

$$C + O_2 = CO_2$$
$$CO_2 + C = 2CO$$

तापक्रम के बढ़ने से प्रायः धुँधले रक्त ताप पर फ़ेरिक आक्साइड लोहे में लघ्वीकृत हो जाता है। सम्भवतः यह लघ्वीकरण दो क्रमों में होता है।

$$Fe_2O_3 + CO = 2FeO + CO_2$$
$$FeO + CO = Fe + CO_2$$

यह लघ्वीकरण प्रधानतः भट्टी के ऊर्ध्व भाग में होता है। इस भाग का तापक्रम ६००°–६००° श तक रहता है। यहाँ लघ्वीकरण पूर्णतया नहीं होता। यहाँ के लोहे में कुछ आक्साइड भी रहता है। दूसरा परिवर्तन जो इस भाग में होता है वह यह है कि चूना-पत्थर चूने और कार्बन डायक्साइड में परिणत हो जाता है। यह कार्बन डायक्साइड कार्बन के द्वारा फिर कार्बन मनाक्साइड में परिणत हो जाता है। भट्टी के मध्य भाग में जिसका तापक्रम १०००° श के लगभग रहता है कार्बन मनाक्साइड फिर कार्बन डायक्साइड और कार्बन में विच्छेदित हो जाता है।

$$2\,CO = CO_2 + C$$

अविकृत लोहे का आक्साइड इस कार्बन के द्वारा लघ्वीकृत हो जाता है।

$$Fe_2O_3 + 3C = 2Fe + 3CO$$

सम्भवतः अलकली के सायनाइड भी इस लघ्वीकरण में सहायता करते हैं। इस सायनाइड के बनने के लिए वायु का नाइट्रोजन, कोक का कार्बन और चूना-पत्थर और लोह-खनिज की अलकली धातुएँ वहाँ विद्यमान रहती हैं। इस अवस्था में जो लोहा प्राप्त होता है वह स्पंजी होता है क्योंकि इसे पिघलाने के लिए पर्याप्त उच्च तापक्रम नहीं रहता। ऐसा लोहा जैसे-जैसे भट्टी के निचले भाग में जाता है वह अधिकाधिक कार्बन को लेता जाता है। इससे लोहे का द्रवणाङ्क कम होता जाता है और नीचे के भाग में तापक्रम की वृद्धि होती जाती है। इससे लोहा पूर्ण रूप से पिघल जाता और भट्टी के गर्भ में द्रवावस्था में एकत्र होता है। इसमें जो चूना और सिलिका रहते हैं वे परस्पर संयुक्त हो कालसियम सिलिकेट बनते हैं। यह लोहे से हलका होता है। अतः यह द्रव लोहे के ऊपर इकट्ठा होता है और लोहे को आक्सीकृत होने से बचाता है। पिघला हुआ लोहा नीचे के द्वार से ढाँचों में ढाल लिया जाता है। ऊपर के द्वार से धातु-मैल निकाल ली जाती है। यह धातुमैल सड़क के बनाने में और सिमेंट के निर्माण में प्रयुक्त होती है। इस प्रकार से प्राप्त लोहे में ३ से ४ प्रतिशत कार्बन रहता है। इस लोहे को ढालवाँ लोहा कहते हैं। लोहे में कार्बन किस प्रकार शोषित होता है इसका ठीक-ठीक ज्ञान हमें नहीं है। कुछ लोगों का विचार है कि लोहे और कार्बन डायक्साइड के योग से पहले आयर्न कारबोनील बनता और भट्टी के उच्च तापक्रम पर वह विच्छेदित हो कार्बन मुक्त करता है जो लोहे में विद्यमान रहता है। कुछ लोगों का मत है कि कार्बन पहले सायनोजन बनता है और यह सायनोजन शोषित हो फिर अन्त में कार्बन मुक्त करता है।

ऐसे लोहे में कार्बन के अतिरिक्त अन्य तत्त्व, गन्धक, फ़ास्फ़रस, सिलिकन और मैंगनीज़ भी रहते हैं। ये तत्त्व भट्टी के भिन्न-भिन्न भागों और क्रमों

में लोहे द्वारा ले लिये जाते हैं। ये सल्फ़ेटों, फ़ास्फ़ेटों और सिलिकेटों के लघ्वीकरण से प्राप्त होते हैं। कार्बन कुछ यौगिक रूप में और कुछ तात्त्विक ग्रेफ़ाइट के रूप में रहता है। यदि कार्बन का अधिक अंश यौगिक रूप में विद्यमान हो तो ऐसे लोहे को 'श्वेत लोहा' कहते हैं। यदि कार्बन का अधिक अंश ग्रेफ़ाइट के रूप में विद्यमान हो तो ऐसे लोहे को 'भुरा-लोहा' कहते हैं।

श्वेत लोहे की कणिकाएँ महीन होती हैं। इसका प्रायः सब कार्बन तनु हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में घुलकर गैसीय हाइड्रो-कार्बन बनता है। भूरे लोहे की कणिका मोटी होती है। तुरन्त की तोड़ी हुई तहों पर ग्रेफ़ाइट के मणिभ आँखों से देख पड़ते हैं। इसका कार्बन तनु हाइड्रोक्लोरिक अम्ल से आक्रान्त नहीं होता। ऐसे लोहे को तनु अम्लों में घुलाने से कार्बन का कुछ अंश अविलेय रह जाता है।

ढालवाँ लोहे में सिलिकन २ प्रतिशत, फ़ास्फ़रस ०·७ प्रतिशत और गन्धक ०·१ प्रतिशत के लगभग रहता है। स्पीगेल लोहे में मैंगनीज़ रहता है और कार्बन की मात्रा भी अधिक रहती है। यदि इस लोहे में मैंगनीज़ की मात्रा २५ प्रतिशत हो तो इसे फ़ेरो-मैंगनीज़ कहते हैं। स्पीगेल और फ़ेरो-मैंगनीज़ दोनों ही इस्पात बनाने में प्रयुक्त होते हैं।

ताता नगर के ताता आयर्न वर्क्स में जो ढालवाँ लोहा प्राप्त होता है उसका औसत संगठन यह है—

कार्बन	३·६—४·१	प्रतिशत
सिलिकन	१—१·५	,,
मैंगनीज़	१—२	,,
फ़ास्फ़रस	०·०५—०·१	,,
सल्फ़र	०·०४	प्रतिशत के लगभग।

पिटवाँ लोहा। ढालवाँ लोहे के अपद्रव्यों को निकाल डालने से पिटवाँ लोहा प्राप्त होता है। ढालवाँ लोहे को परावर्त्तन भट्टी में फ़ेरिक आक्साइड की उपस्थिति में पिघलाते हैं। आयर्न आक्साइड और लोहे के

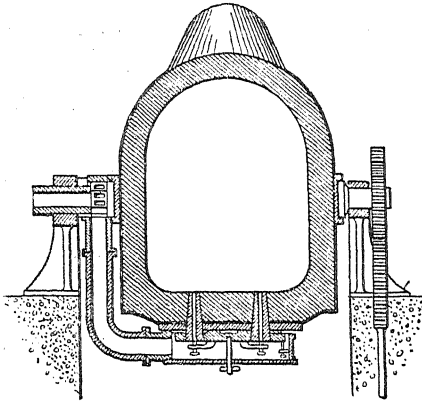
कार्बन और अन्य अपद्रव्यों के बीच क्रियाएँ होती हैं जिससे कार्बन कार्बन-मनाक्साइड के रूप में निकल जाता है और सिलिकन, फ़ास्फ़रस और गन्धक के आक्साइड धातु-मैल बनकर निकल जाते हैं। अपद्रव्यों के निकल जाने से लोहे का द्रवणाङ्क बढ़ जाता है। इससे पिघला हुआ लोहा अर्ध-द्रवावस्था में परिणत हो जाता है। बड़े-बड़े ढेरों में उन्हें निकालकर हथौड़े से पीटकर धातु-मैल को पृथक् कर चादरों में बनाते हैं। इस विधि को पडलिंग विधि कहते हैं। ऐसे पिटवाँ लोहे में प्रायः ०·५ प्रतिशत कार्बन रहता है।

इस्पात। लोहे में ०·१५ से १·५ प्रतिशत तक जब कार्बन रहता है तब इसे इस्पात कहते हैं। मृदु इस्पात में कार्बन की मात्रा कम रहती है और कठोर इस्पात में अधिक रहती है। पिटवाँ लोहे में कार्बन की उपयुक्त मात्रा डालने से या ढालवाँ लोहे से कुछ कार्बन निकाल डालने से इस्पात प्राप्त होता है। इसके लिए निम्न लिखित विधियाँ प्रयुक्त होती हैं।—

(१) सिमेंटेशन विधि।
(२) बेसेमर विधि।
(३) साइमेन-मारटिन विधि।
(४) विद्युत् विधि।

सिमेंटेशन विधि। इस विधि में लोहे के छड़ को कुछ दिनों तक (साधारणतया एक सप्ताह से दो सप्ताह तक) लकड़ी के कोयले या कार्बन के पदार्थों के साथ गरम करते हैं। लोहे का छड़ धीरे-धीरे कार्बन को ले लेता है। छड़ का बाह्य भाग आभ्यन्तर भाग की अपेक्षा अधिक कार्बन ले लेता है। इस प्रकार जो इस्पात प्राप्त होता है उसे दानेदार होने के कारण 'दानेदार इस्पात' कहते हैं। दानेदार इस्पात को ग्रेफ़ाइट की घरिया में पिघलाने से 'ढालवाँ इस्पात' प्राप्त होता है। प्रत्येक घरिया में प्रायः ५६ पाउंड इस्पात पिघलाया जाता है।

सिमेंटेशन विधि में अधिक खर्च पड़ता है। अतः बहुत उच्च कोटि के इस्पात के बनाने में, काटने के हथियारों के बनाने में ही यह विधि प्रयुक्त होती है।

बेसेमर विधि । इस विधि में ढालवाँ लोहे को पहले पिटवाँ लोहे में परिणत करते हैं और फिर इसमें ढालवाँ लोहे की पर्याप्त मात्रा डालकर पिघलाते हैं। इसे फिर अण्डाकार पात्र में जिसे परिवर्त्तक (चित्र ३९) कहते हैं स्थानान्तरित करते हैं। ढालवाँ लोहे में यदि फ़ास्फ़रस और गन्धक का अभाव है तो परिवर्त्तक को सिलिकावाले पदार्थों से टिपकारी करते हैं। पिघले हुए ढेर में फिर वायु के झोंके लाये जाते हैं। इससे सिलिकन, मैंगनीज़ और कार्बन के कुछ अंश और कुछ लोहे आक्सीकृत हो जाते हैं। आयर्न आक्साइड और कार्बन के साथ क्रिया हो कार्बन मनाक्साइड बनता है जो परिवर्त्तक के मुख पर जलता है और आयर्न आक्साइड टिपकारी के साथ मिलकर धातु-मैल बनता है। जब सब अपद्रव्य आक्सीकृत हो जाते हैं तब उसमें स्पीगेल लोहे की उपयुक्त मात्रा डालकर इच्छानुसार इस्पात प्राप्त करते हैं। यदि ढालवाँ लोहे में गन्धक और फ़ास्फ़रस विद्यमान है तो परिवर्त्तक की भीतरी तह को भूने हुए डोलोमाइट से आच्छादित कर देते हैं। आक्सीकरण के समय गन्धक और फ़ास्फ़रस के आक्साइड टिपकारी के साथ मिलकर धातु-मैल बनते हैं। इस धातु-मैल को 'टामस की धातु-मैल' कहते हैं। इसमें फ़ास्फ़ेट होने के कारण यह खाद के लिए व्यवहृत होता है।

चित्र ३९

सिमेन-मारटिन विधि । इस विधि को खुला चूल्हा विधि भी कहते हैं। साधारणतया यही विधि इस्पात बनाने में प्रयुक्त होती है। इसमें परावर्त्तन भट्ठी काम आती है। भट्ठी में ढालवाँ लोहा और लोहे का खरादन

डाला जाता है। उत्पादक गैस ईंधन का काम करती है। मैंगनीज़, सिलिकन और कार्बन पहले निकल जाते हैं। चूना डालकर फिर फ़ास्फ़रस को दूर करते हैं। जब क्रिया समाप्त होने पर आती है तब उसमें फ़ेरो-मैंगनीज़ की उपयुक्त मात्रा डालकर आवश्यक गुण का इस्पात तैयार करते हैं।

विद्युत् विधि । इस विधि में विद्युत् भट्ठी में इस्पात तैयार होता है। इसमें बिना गैसों के प्रयोग के सब सामग्री तप्त हो जाती है। इससे उनमें अपद्रव्यों के मिलने की सम्भावना नहीं रहती। इसमें शीघ्रता से और सरलता से उच्च तापक्रम भी प्राप्त होता है। तापक्रम का निग्रहण भी ठीक-ठीक हो सकता है। अनेक आधुनिक आवश्यकताओं के लिए पर्याप्त गुण का इस्पात बेसेमर विधि से प्राप्त नहीं हो सकता। इस कारण जहाँ विद्युत्-बल सस्ता है वहाँ बेसेमर विधि से प्राप्त इस्पात विद्युत्-भट्ठी में फिर शोधित होता है।

गुण । व्यापार के लोहे में पिटवाँ लोहा सबसे शुद्ध होता है। इसमें ०'५ प्रतिशत से कम अपद्रव्य—प्रधानतः कार्बन—रहता है। रासायनिक शुद्ध लोहा आयर्न आक्साइड को हाइड्रोजन के प्रवाह में अथवा अलुमिनियम चूर्ण के द्वारा लघ्वीकृत करने से प्राप्त होता है। निम्न तापक्रम पर लघ्वीकृत करने से महीन कृष्ण चूर्ण प्राप्त होता है जो इतनी शीघ्रता से आक्सीकृत होता है कि वायु में खुला रखने से तापदीप्त हो जाता है। ऐसे लोहे को 'तापदीप्त लोह' कहते हैं। उच्च तापक्रम पर लघ्वीकृत करने से लोहा तापदीप्त नहीं होता। फेरस क्लोराइड के विलयन के विद्युत्-विच्छेदन से भी शुद्ध लोहा प्राप्त होता है।

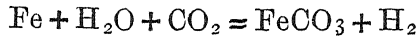
शुद्ध लोहा चमकीली श्वेत धातु है। यह बहुत चीमड़ और तन्य होता है। इसका विशिष्ट घनत्व ७'८ है। श्वेत ताप पर यह जोड़ा जा सकता है। इसका द्रवणाङ्क १५२०° श है।

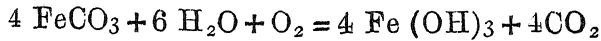
चुम्बक से यह आकर्षित होता है। इसमें चुम्बक का गुण दिया जा सकता है। तनु गन्धकाम्ल और हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में घुलकर हाइड्रोजन मुक्त करता है। नाइट्रिक अम्ल से हाइड्रोजन नहीं निकलता। ठण्डे तनु नाइट्रिक अम्ल से फ़ेरस नाइट्रेट और अमोनियम नाइट्रेट बनता है पर कुछ

समाहृत तप्त नाइट्रिक अम्ल से फेरिक-नाइट्रेट बनता है। अधिक समाहृत नाइट्रिक अम्ल से लोहा अकर्मण्य हो जाता है। अकर्मण्य हो जाने पर लोहा फिर नाइट्रिक अम्ल में घुलता नहीं है। लोहे के अकर्मण्य होने के अनेक कारण बताये गये हैं। कुछ लोगों के मत के अनुसार लोहे पर नाइट्रिक आक्साइड के बहुत पतले आवरण बनने के कारण लोहा अकर्मण्य हो जाता है। कुछ लोगों के मत के अनुसार लोहे के ऊपर आयर्न आक्साइड के आवरण बनने के कारण लोहा अकर्मण्य हो जाता है। इस आक्साइड के कारण नाइट्रिक अम्ल की फिर कोई क्रिया नहीं होती। अधिक सम्भव यह मालूम होता है कि लोहे पर चुम्बकीय आक्साइड के आवरण बन जाने से लोहा अकर्मण्य हो जाता है क्योंकि लोहे को आक्सिजन में गरम करने से भी लोहा अकर्मण्य हो जाता है।

जल-वाष्प और कार्बन डायक्साइड से रहित वायु की लोहे पर कोई क्रिया नहीं होती पर उनकी उपस्थिति में लोहे में मोरचा लग जाता है। अनेक रसायनज्ञों ने मोरचा लगने के कारण पर अन्वेषण किये हैं। भिन्न-भिन्न रसायनज्ञों ने मोरचा लगने के भिन्न-भिन्न कारण बताये हैं। अधिकांश वैज्ञानिकों का मत निम्न-लिखित है—

लोहे पर कार्बन डायक्साइड और जल की क्रिया से पहले फ़ेरस् कार्बनेट बनता है और हाइड्रोजन निकलता है।

$$Fe + H_2O + CO_2 = FeCO_3 + H_2$$

जल-वाष्प और वायु की उपस्थिति में यह फ़ेरस् कार्बनेट फ़ेरिक हाइड्राक्साइड और कार्बन डायक्साइड में परिणत हो जाता है।

$$4\ FeCO_3 + 6\ H_2O + O_2 = 4\ Fe\ (OH)_3 + 4CO_2$$

शुद्ध लोहे में केवल आक्सिजन से मोरचा नहीं लगता। ऐसा समझा जाता है कि मोरचा लगने का कारण वैद्युत्-रासायनिक बल है। मोरचा लगना या न लगना निम्न-लिखित बातों पर निर्भर करता है—

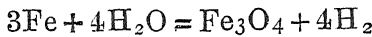
(१) बाह्यतल की शुद्धता।

(२) धातु की शुद्धता।

(३) द्रव की प्रकृति जिसके संसर्ग में धातु आती है।

साधारणतः जल के द्वारा मोरचा लगता है। ऐसे जल में विलेय आक्सिजन का रहना आवश्यक है। क्लोराइड, अम्ल और कार्बन डाय-क्साइड से मोरचा शीघ्रता से लगता है। कुछ पदार्थों से लोहा अकर्मण्य हो जाता है। ऐसे लोहे में फिर मोरचा नहीं लगता। कुछ धातुएँ इस्पात के साथ घन विलयन बनती हैं। ऐसे इस्पात में मोरचा नहीं लगता। क्रोमियम, निकेल और ताम्र ऐसी धातुएँ हैं। लोहे को मोरचे से सुरक्षित रखने के लिए लोहे की सारी तहों को अन्य पदार्थों से ढँक देते हैं। यह ढँकना कभी किसी पेंट से होता या कभी यशद या वङ्ग सदृश किसी धातु से; लोहे के पात्रों पर इनैमल करने से भी उनमें मोरचा नहीं लगता।

आक्सिजन में प्रबल ताप से यह प्रकाश के साथ जलता और प्रधानतः फेरिक आक्साइड Fe_2O_3 बनता है। साधारण तापक्रम पर जल की इस पर कोई क्रिया नहीं होती पर रक्त-तप्त लोहे पर जल-वाष्प की क्रिया से जल विच्छेदित हो जाता है।

$$3Fe + 4H_2O = Fe_3O_4 + 4H_2$$

इस्पात और ढालवाँ लोहा। कार्बन और अन्य तत्त्वों की उपस्थिति से लोहे का गुण बहुत कुछ परिवर्तित हो जाता है। जिस ढालवाँ लोहे में २ से ४'५ प्रतिशत कार्बन रहता है उसे शीघ्रता से ठण्डा करने से वह अधिक कठोर और भङ्गुर हो जाता है। ऐसा लोहा स्तंभ और मशीन के भारी भागों के बनाने में प्रयुक्त होता है। बहुत शीघ्रता से ठण्डा करने से जिस इस्पात में ०'२ से ०'५ प्रतिशत कार्बन रहता है वह भी बहुत अधिक कठोर और भङ्गुर हो जाता है। इस कठोरता और भङ्गुरता को इच्छानुसार किसी उपयुक्त तापक्रम तक गरम करके धीरे-धीरे ठण्डा करने से दूर कर सकते हैं। इस प्रकार कठोरता और भङ्गुरता के कुछ अंश को दूर करने की विधि को 'उपचार' कहते हैं। सबसे कठोर इस्पात काँच को खुरेच सकता है पर उपचार से वह इतना चीमड़ और स्थिति-स्थापक हो सकता है कि इसकी घड़ी की कमानी बन सके। कठोरता का दूर करना उस तापक्रम पर निर्भर

करता है जिस तापक्रम पर वह गरम किया जाता है। इस तापक्रम का ज्ञान उसकी तह पर के रङ्ग से होता है। यह रङ्ग लोहे की तहों पर आक्साइड के पतले आवरण के बनने और उससे प्रकाश के परावर्तित होने से होता है। २३०° श पर इसका रङ्ग पयाल का हलका रङ्ग होता है। ऐसा इस्पात धूरा इत्यादि बनाने में प्रयुक्त होता है। २६५° श पर इसका रङ्ग किरमजी होता है। ऐसा इस्पात कुल्हाड़ी और इसी प्रकार के औज़ारों के बनाने में काम आता है। २८८° श पर चमकीला नीला रङ्ग होता है। ऐसा इस्पात चाकू, कैंची और घड़ी की कमानी बनाने में प्रयुक्त होता है।

विशेष इस्पात। तन्य बल और कठोरता के आवश्यकतानुसार लोहे में अन्य धातुओं, निकेल, क्रोमियम, मैंगनीज़, टंगस्टेन इत्यादि के मिलाने से विशेष-विशेष प्रकार के इस्पात बनते हैं। ऐसे इस्पातों का प्रयोग वर्तमान युग में बहुत बढ़ गया है। निकेल इस्पात बहुत चीमड़ होता है। इसमें चोटों के रोकने की क्षमता होती है। अधिक तापक्रम तक इसमें कोई प्रसार नहीं होता। अतः यह कवच के लिए पट्ट और पुलों के चौड़े-चौड़े बल्लों और इसी प्रकार के अन्य पदार्थों के बनाने में प्रयुक्त होता है। क्रोमियम इस्पात में प्रायः १२ प्रतिशत क्रोमियम और ०.३ प्रतिशत कार्बन रहता है। यह बहुत कठोर होता है। इस पर मोरचा या अन्य कोई दाग़ नहीं पड़ता। अतः पीसने के यंत्रों और चाकुओं इत्यादि के बनाने में यह प्रयुक्त होता है। क्रोमियम इस्पात में एक मोरचाहीन इस्पात होता है। मैंगनीज़ इस्पात में चुम्बकीय गुण नहीं होता। यह बहुत चीमड़ होता है। गत यूरोपीय महायुद्ध में गोले से सुरक्षित रहने के लिए शिरस्त्राण और कवच के लिए यह प्रयुक्त होता था। यह यन्त्रों के निर्माण में भी काम आता है। टंगस्टेन इस्पात संघर्षण से बहुत तप्त हो जाने पर भी अपनी कठोरता नहीं छोड़ता। अतः बहुत तीव्रता से घूमनेवाले यन्त्रों के निर्माण में यह व्यवहृत होता है।

सिलिकन इस्पात में ४ प्रतिशत तक सिलिकन रहता है। यह शीघ्रता से चुम्बकीय और अचुम्बकीय हो जाता है। अतः विद्युत् चुम्बक और

परिणामक के बनाने में यह काम आता है। ढलवाँ लोहे, पिटवाँ लोहे और इस्पात के औसत सङ्गठन निम्न-लिखित हैं—

	लोहा	कार्बन	गन्धक	फ़ास्फ़रस	सिलिकन	मैंगनीज़
पिटवाँ लोहा	९९·५	०·१से०·३	लेश	०·२	०	०
इस्पात	९८·५	०·३से१·५	०·०४	०·०३से०·१	०·२	० से १ या अधिक
ढालवाँ लोहा	९२से९५	१.४से४·५	०·१	०·५	१ से ४	०

लोहे में कार्बन भिन्न-भिन्न रूप में रह सकता है। मुक्तावस्था में यह ग्रेफ़ाइट के रूप में, यौगिक अवस्था में आयर्न कारबाइड के रूप में अथवा घन विलयन के रूप में रह सकता है।

लोहे के दो श्रेणियों के लवण होते हैं। एक श्रेणी के लवणों में यह द्विबन्धक होता है। ऐसे लवणों को .फ़ेरस् लवण कहते हैं। दूसरी श्रेणी के लवणों में यह त्रिबन्धक होता है। ऐसे लवणों को फ़ेरिक लवण कहते हैं। फ़ेरस् लवण अस्थायी होते हैं। वायु के आक्सिजन के द्वारा वे फ़ेरिक लवणों में परिणत हो जाते हैं।

आक्साइड और हाइड्राक्साइड। लोहे के तीन आक्साइड मुक्तावस्था में ज्ञात हैं। एक चौथे आक्साइड का कुछ अस्थायी लवणों में पता लगा है। इसके हाइड्राक्साइड दो होते हैं। एक फ़ेरस् हाइड्राक्साइड और दूसरा .फ़ेरिक हाइड्राक्साइड।

.फ़ेरस् आक्साइड, FeO। आयर्न सेस्क्वी-आक्साइड को हाइड्रोजन में ३००° श पर गरम करने से यह प्राप्त होता है। .फ़ेरस् आक्ज़लेट को १००° श पर वायु या आक्सिजन के अभाव में गरम करने से भी यह प्राप्त होता है।

फ़ेरस् हाइड्राक्साइड, $Fe(HO)_2$। फ़ेरस् लवणों के विलयन में दाहक सोडा के विलयन डालने से यह हाइड्राक्साइड अवक्षिप्त हो जाता है। यह कुछ-कुछ हरेपन के साथ श्वेत वर्ण का होता है। वायु के आक्सिजन का शोषण कर धुँधले हरे रङ्ग का हो जाता है और अन्त में कपिल वर्ण के फ़ेरिक आक्साइड में परिणत हो जाता है। यह प्रबल क्षारीय होता है और अम्लों के साथ स्थायी फ़ेरस् लवण बनता है। फ़ेरस् लवण अनार्द्रावस्था में श्वेत होते हैं पर जल के साथ हलके हरे रङ्ग में परिणत हो जाते हैं।

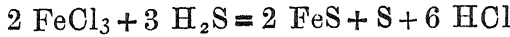
फ़ेरिक आक्साइड, आयर्न सेस्की-आक्साइड, Fe_2O_3। यह रक्त हीमेटाइट के रूप में प्रकृति में पाया जाता है। फ़ेरिक हाइड्राक्साइड के गरम करने से भी यह प्राप्त होता है। फ़ेरस् सल्फ़ेट को तेज़ आँच में गरम करने से भी यह प्राप्त होता है।

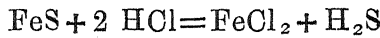
यह अम्लों में घुलकर फ़ेरिक लवण बनता है। तेज़ आँच में गरम किया हुआ आक्साइड अम्लों में बहुत धीरे-धीरे घुलता है। स्पर्श विधि से गन्धकाम्ल के निर्माण में प्रवर्त्तक के रूप में यह व्यवहृत होता है। पालिश करने के चूर्ण और पिगमेंट के लिए भी यह प्रयुक्त होता है।

फ़ेरिक हाइड्राक्साइड, $Fe(OH)_3$। फ़ेरिक लवणों के विलयन में क्षारों के विलयन से इस हाइड्राक्साइड का रक्त-कपिल वर्ण का अवक्षेप प्राप्त होता है। यह अम्लों में शीघ्रता से घुलकर फ़ेरिक लवण बनता है। यह दुर्बल भास्मिक होता है। इसका कार्बनेट स्थायी नहीं होता।

फ़ेरोसो-फ़ेरिक आक्साइड, लोहे का चुम्बकीय आक्साइड, Fe_3O_4। यह चुम्बक पत्थर या मैगनीटाइट के नाम से प्रकृति में पाया जाता है। रक्त तप्त लोहे पर जल-वाष्प के आधिक्य से यह बनता है। जब लोहा शीघ्रता से आक्सिजन में जलता है तब भी यह आक्साइड बनता है। अम्लों में घुलकर यह फ़ेरस् और फ़ेरिक लवण बनता है। इस कारण यह फ़ेरस् और फ़ेरिक आक्साइड FeO, Fe_2O_3 का यौगिक समझा जाता है।

फ़ेरस् सल्फ़ाइड, FeS लोहे के रेतन और गन्धक के गरम करने से यह प्राप्त होता है। फ़ेरस् सल्फ़ेट को कार्बन के द्वारा लघ्वीकृत करने से भी यह बनता है। लोहे के लवण के विलयन में अमोनियम सल्फ़ाइड के डालने से भी फ़ेरस् सल्फ़ाइड गन्धक के साथ-साथ अवक्षिप्त हो जाता है।

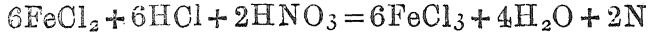
$$2\ FeCl_3 + 3\ H_2S = 2\ FeS + S + 6\ HCl$$

यह अम्लों से शीघ्र आक्रान्त हो हाइड्रोजन सल्फ़ाइड मुक्त करता है। इस कारण हाइड्रोजन सल्फ़ाइड प्राप्त करने के लिए रसायनशाला में यह प्रयुक्त होता है।

$$FeS + 2\ HCl = FeCl_2 + H_2S$$

फ़ेरिक सल्फ़ाइड, FeS_2। यह आयर्न पीराइटीज़ के रूप में प्रकृति में पाया जाता है। फ़ेरस् सल्फ़ाइड और गन्धक के गरम करने से यह तैयार होता है। वायु और जल-वाष्प के द्वारा यह धीरे-धीरे फ़ेरस-सल्फ़ेट $FeSO_4$ में आक्सीकृत हो जाता है। गरम करने से इससे गन्धक निकलता और वायु में सल्फ़र डायक्साइड निकलता और फ़ेरिक आक्साइड रह जाता है।

फ़ेरस् क्लोराइड $FeCl_2$। लोहे को तनु हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में घुलाने से इसके प्रस्वेद्य हरे मणिभ $FeCl_2\ 4H_2O$ प्राप्त होते हैं। इसके अनार्द्र श्वेत मणिभ प्राप्त करने के लिए लोहे के रेतन या तार को हाइड्रोजन क्लोराइड के प्रवाह में गरम करना पड़ता है। फ़ेरिक क्लोराइड को हाइड्रोजन के प्रवाह में लघ्वीकृत करने से भी अनार्द्र फ़ेरस् क्लोराइड प्राप्त होता है। क्लोरीन के द्वारा यह फ़ेरिक क्लोराइड में परिणत हो जाता है। १२००° श और १५००° श के बीच इसके वाष्प का घनत्व $FeCl_2$ सूत्र के अनुकूल है।

फ़ेरिक क्लोराइड, $FeCl_3$। फ़ेरिक आक्साइड या हाइड्राक्साइड को हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में घुलाने से यह प्राप्त होता है। फ़ेरस् क्लोराइड

को नाइट्रिक अम्ल के द्वारा हाइड्रोक्लोरिक अम्ल की उपस्थिति में आक्सीकृत करने से भी यह प्राप्त होता है।

$$6FeCl_2 + 6HCl + 2HNO_3 = 6FeCl_3 + 4H_2O + 2N$$

विलयन से इसके मणिभ $FeCl_3 6H_2O$ संगठन के प्राप्त होते हैं। ये मणिभ बहुत प्रस्वेद्य होते हैं। अनार्द्र फेरिक क्लोराइड लोहे को क्लोरीन के प्रवाह में या तप्त फेरिक आक्साइड पर हाइड्रोजन क्लोराइड के ले जाने से प्राप्त होता है। यह तब काले मणिभ के रूप में प्राप्त होता है। यह कार्बनिक रसायन में प्रवर्त्तक के रूप में व्यवहृत होता है। फेरिक क्लोराइड का विलयन जल-विच्छेदन के कारण आम्लिक होता है।

फ़ेरस् सल्फ़ेट, $FeSO_4$। फेरस् सल्फेट को कसीस या हरा-कसीस भी कहते हैं। वायु या आक्सिजन के अभाव में लोहे को तनु गन्धकाम्ल में घुलाने से यह प्राप्त होता है। बड़ी मात्रा में आयर्न पीराइटीज़ (FeS_2) को धीरे-धीरे आक्सीकृत करने से प्राप्त होता है। इसके मणिभ का सूत्र $FeSO_4, 7H_2O$ होता है। यह हरे रङ्ग का होता है। वायु में यह प्रस्फुटित होता है। वायु के आक्सिजन के द्वारा यह भास्मिक फेरिक सल्फेट में परिणत हो जाता है।

फेरिक सल्फेट में शीघ्रता से परिणत होने के कारण यह लघ्वीकारक के रूप में बहुत अधिकता से प्रयुक्त होता है। आक्सीकारकों के द्वारा यह बहुत शीघ्रता से फेरिक लवणों में परिणत हो जाता है। यह पोटासियम परमैंगनेट पोटासियम डाइ-क्रोमेट, नाइट्रिक अम्ल, पोटासियम क्लोरेट, क्लोरीन जल, ब्रोमीन जल और अन्य आक्सीकारकों को लघ्वीकृत कर देता है। अतः इन क्रियाओं से लोहे की मात्रा निर्धारित होती है। अनेक आक्सीकारकों की मात्रा भी इससे निर्धारित होती है। वैश्लेषिक रसायन में ये क्रियाएँ अधिकता से प्रयुक्त होती हैं।

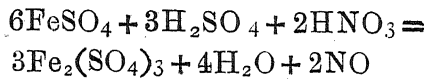
ठण्डे समाहृत फेरस् सल्फेट का विलयन नाइट्रिक अम्ल को घुलाता है और इससे सम्भवतः $2\,FeSO_4\;NO$ बनता है। यह धुँधला कपिल-

वर्ण का होता है। नाइट्रिक अम्ल के पहचानने में जो रङ्गीन वलय बनता है वह इसी का होता है।

फ़ेरस् सल्फ़ेट अलकली सल्फ़ेटों के साथ युग्म लवण बनता है। अमोनियम सल्फ़ेट और फ़ेरस् सल्फ़ेट के समाहृत विलयन से फ़ेरस् अमोनियम सल्फ़ेट $FeSO_4(NH_4)_2SO_4\ 6H_2O$ के हरे मणिभ प्राप्त होते हैं। ये मणिभ फ़ेरस् सल्फ़ेट से अधिक स्थायी होते हैं। अतः फ़ेरस् सल्फ़ेट के स्थान में यही आयतनमित विश्लेषण में प्रयुक्त होते हैं।

कसीस स्याही बनाने, रङ्गसाज़ी और चमड़े के पकाने में प्रयुक्त होता है।

फ़ेरिक सल्फ़ेट $Fe_2(SO_4)_3$। फ़ेरस् सल्फ़ेट को आर्द्रवायु में खुला रखने से यह धीरे-धीरे फ़ेरिक सल्फ़ेट में परिणत हो जाता है। फ़ेरस् सल्फ़ेट को गन्धकाम्ल की उपस्थिति में नाइट्रिक अम्ल या क्लोरीन के द्वारा आक्सीकृत करने से यह प्राप्त होता है।

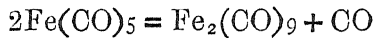
$$6FeSO_4 + 3H_2SO_4 + 2HNO_3 =$$
$$3Fe_2(SO_4)_3 + 4H_2O + 2NO$$

शुष्क फ़ेरिक सल्फ़ेट के गरम करने से यह फ़ेरिक आक्साइड और सल्फ़र डायक्साइड में परिणत हो जाता है। लघ्वीकारकों से फ़ेरिक सल्फ़ेट शीघ्र ही फ़ेरस् लवण में परिणत हो जाता है। हाइड्रोजन सल्फ़ाइड, स्टैनस् क्लोराइड, यशद और तनुगन्धकाम्ल ये सभी फ़ेरिक सल्फ़ेट को फ़ेरस् सल्फ़ेट में परिणत करते हैं। अलकली सल्फ़ेटों के साथ यह ऐलम बनता है। फ़ेरिक सल्फ़ेट में अमोनियम सल्फ़ेट के डालने से आयर्न ऐलम $(NH_4)_2SO_4Fe_2(SO_4)_3\ 24H_2O$ के बैगनी रङ्ग के अष्टफलकीय मणिभ प्राप्त होते हैं। यह ऐलम जल में बहुत अधिक विलेय होता है।

लोहे के कार्बोनील। लोहा कार्बन मनाक्साइड के साथ संयुक्त हो तीन कार्बोनील बनता है। बारीक लोहा और कार्बन मनाक्साइड के सीधे संयेाग से प्रायः १२०° श पर आयर्न पेंटा-कार्बोनील बनता है। इस कार्बोनील का शोषण कर कुछ समय के पश्चात् लोहा अकर्मण्य हो जाता है।

तापदीप्त लोहे को २१०° श पर कार्बन मनाक्साइड में १०० – ३०० वायु-मण्डल के दबाव पर गरम करने से आयर्न पेंटा-कार्बोनील की अच्छी मात्रा प्राप्त होती है।

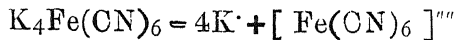
यह वाष्पशील द्रव है। ताप से यह विच्छेदित हो जाता है। लोहे के बेलन में सम्पीड़ित जल-गैस और कोयले की गैस में इसका वाष्प पाया जाता है।

पेंटा-कार्बोनील के ईथरीय या बेनजीन विलयन को प्रकाश में खुला रखने से कार्बन मनाक्साइड निकलता और निम्नांश कार्बोनील $Fe_2(CO)_9$ के मणिभ प्राप्त होते हैं।

$$2Fe(CO)_5 = Fe_2(CO)_9 + CO$$

इस कार्बोनील के ईथरीय विलयन के गरम करने से टेट्रा-कार्बोनील $Fe(CO)_4$ के धुँधले हरे रङ्ग के समपार्श्व प्राप्त होते हैं। यह टेट्रा-कार्बोनील १४०° श तक स्थायी होता है।

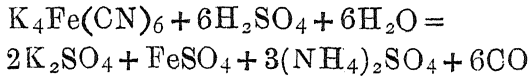
∴ **पोटासियम फ़ेरो-सायनाइड** $K_4Fe(CN)_6$। कोयला-गैस के निर्माण में उपफल के रूप में यह प्राप्त होता है। अमोनिया मिली हुई कोयला-गैस को फ़ेरस् सल्फ़ेट के विलयन में ले जाते हैं। इससे अमोनिया और लोहे का अविलेय युग्म सायनाइड अवक्षिप्त हो जाता है। इस अवक्षेप को पृथक् कर दाहक पोटाश के साथ उबालते हैं। इस प्रकार से प्राप्त विलयन को समाहृत कर ठण्डा करने से निम्बु के रङ्ग के पीत मणिभ $K_4Fe(CN)_6 3H_2O$ प्राप्त होते हैं।

पोटासियम फ़ेरो-सायनाइड बहुत स्थायी लवण है। इसके विलयन में लोहे की साधारण क्रियाएँ नहीं होतीं क्योंकि इसके विलयन में लोहे के आयन नहीं रहते। यह यौगिक वस्तुतः निम्न प्रकार से आयनीकृत होता है।

$$K_4Fe(CN)_6 = 4K^{\cdot} + [Fe(CN)_6]^{''''}$$

गरम करने से यह निम्न-लिखित प्रकार से विच्छेदित हो जाता है।

$$K_4Fe(CN)_6 = 4KCN + FeC_2 + N_2$$

गन्धकाम्ल के साथ गरम करने से अग्र-लिखित प्रकार से क्रिया होती है।

$$K_4Fe(CN)_6 + 6H_2SO_4 + 6H_2O =$$
$$2K_2SO_4 + FeSO_4 + 3(NH_4)_2SO_4 + 6CO$$

पोटासियम फ़ेरो-सायनाइड को क्लोरीन के साथ आक्सीकृत करने और विलयन को समाहृत कर ठण्डा करने से पोटासियम फ़ेरिसायनाइड के धुँधले लाल रङ्ग के मणिभ प्राप्त होते हैं। इस लवण का विलयन पीत-कपिल वर्ण का होता है। यह लवण प्रबल आक्सीकारक होता है।

फ़ेरस और फ़ेरिक लवणों में विभेद

फ़ेरस् लवण अनार्द्र अवस्था में वर्ण-रहित और आर्द्र अवस्था में हरे रङ्ग के होते हैं। फ़ेरिक लवण अनार्द्र अवस्था में सवर्ण और आर्द्र अवस्था में पीत या रक्त वर्ण के होते हैं।

अमोनिया या दाहक पोटाश के द्वारा फ़ेरस् लवणों से $Fe(OH)_2$ का हरा अवक्षेप और फ़ेरिक लवणों से $Fe(OH)_3$ का रक्त-कपिल वर्ण का अवक्षेप प्राप्त होता है।

पोटासियम फ़ेरस्-सायनाइड के द्वारा फ़ेरस् लवणों से हलके नीले रङ्ग का और फ़ेरिक लवणों से धुँधले नीले रङ्ग (प्रशियन नील) का अवक्षेप प्राप्त होता है।

पोटासियम फ़ेरीसायनाइड के द्वारा फ़ेरस् लवणों से हलके नीले रङ्ग का अवक्षेप और फ़ेरिक लवणों से कोई अवक्षेप नहीं प्राप्त होता। केवल विलयन कपिल वर्ण का हो जाता है।

पोटासियम थायोसायनेट के द्वारा फ़ेरस् लवणों से कुछ नहीं होता पर फ़ेरिक लवणों से विलयन रक्त वर्ण का हो जाता है।

फ़ेरस् लवण आक्सीकारकों के द्वारा आक्सीकृत हो जाते हैं और फ़ेरिक लवण लघ्वीकारकों के द्वारा लघ्वीकृत हो जाते हैं।

उपर्युक्त क्रियाओं से यौगिकों में लोहे की पहचान भी होती है। लोहे को हाइड्राक्साइड में अवक्षिप्त कर उसे फ़ेरिक आक्साइड में परिणत कर फ़ेरिक आक्साइड के तौलने से लोहे की मात्रा निर्धारित होती है। आयतनमित विधि से भी, जिसका उल्लेख ऊपर हो चुका है, लोहे की मात्रा निर्धारित होती है।

कोबाल्ट

सङ्केत, Co; परमाणुभार = ५८·९७

उपस्थिति। कोबाल्ट मुक्तावस्था में नहीं पाया जाता। इसके प्रमुख प्राकृतिक खनिज आर्सिनाइट और सल्फ़ाइड हैं जिनकी मात्रा बहुत अधिक नहीं पाई जाती। स्पाइस कोबाल्ट $CoAs_2$, कोबाल्ट ग्लॉंस CoAsS और कोबाल्ट ब्लूम $Co_2(AsO_4)_2$ $8H_2O$ इसके प्रमुख खनिज हैं।

कोबाल्ट प्राप्त करना। आर्सेनिक वाले खनिज को पहले भूनते हैं। इससे आर्सीनियस आक्साइड और सल्फ़र डायक्साइड निकल जाते हैं। भूने हुए ढेर को हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में घुलाकर विलयन में हाइड्रोजन सल्फ़ाइड ले जाते हैं। इससे अवशिष्ट आर्सेनिक, ताम्र, सीस और अंटीमनी अवक्षिप्त हो दूर हो जाते हैं। पर्याप्त मात्रा में ब्लीचिंग पाउडर डालकर लोहे को पूर्णरूप से आक्सीकृत करते हैं। इसमें फिर खड़िया डालने से लोहा अवक्षिप्त हो जाता है। अब विलयन में केवल कोबाल्ट और निकेल रह जाते हैं। ब्लीचिंग पाउडर के द्वारा कोबाल्ट के आक्साइड Co_2O_3 को पहले अवक्षिप्त कर लेते हैं। फिर चूने के दूध डालने से निकेल अवक्षिप्त हो जाता है। इस कोबाल्ट आक्साइड को हाइड्रोजन के प्रवाह में गरम करने से कोबाल्ट धातु प्राप्त होती है।

गुण। कोबाल्ट चमकीली श्वेत धातु है जिसमें कुछ अरुण आभा होती है। यह लोहे से कठोर होता है। यह १४९०° श पर पिघलता है। यह घनवर्धनीय और बहुत चीमड़ होता है। इसका विशिष्ट घनत्व ८·८ है। इसमें कुछ कुछ चुम्बकीय गुण होता है। ठण्डे में वायु की इस पर कोई क्रिया नहीं होती। उच्च तापक्रम पर यह शीघ्र ही आक्सीकृत हो जाता है। रक्त ताप पर यह जल-वाष्प को विच्छेदित करता है। तनु अम्लों में यह शीघ्रता से घुल जाता है।

व्यापार में कोबाल्ट का कोई विशेष उपयोग नहीं होता। कोबाल्ट की मिश्रधातु स्टेलाइट—जिसमें कोबाल्ट ५५ प्रतिशत, टंगस्टेन २५ प्रतिशत, क्रोमियम १५ प्रतिशत और मोलिबडेनम ५ प्रतिशत रहता है—शस्त्रों के काटने के लिए प्रयुक्त होती है। प्रबल चुम्बक के बनाने में इस्पात में कुछ कोबाल्ट डाला जाता है। कोबाल्ट के यौगिक अनेक पिगमेंट के निर्माण में प्रयुक्त होते हैं।

कोबाल्ट के आक्साइड और हाइड्राक्साइड। कोबाल्ट के तीन आक्साइड—कोबाल्ट मनाक्साइड CoO, कोबाल्ट सेस्क्वी-आक्साइड Co_2O_3 और कोबाल्टो-कोबाल्टिक आक्साइड Co_3O_4,—और दो हाइड्राक्साइड—कोबाल्टस हाइड्राक्साइड $Co(OH)_2$ और कोबाल्टिक हाइड्राक्साइड $Co(OH)_3$—होते हैं।

कोबाल्ट कार्बनेट या हाइड्राक्साइड या सेस्क्वी-आक्साइड को वायु के अभाव में गरम करने से कोबाल्ट मनाक्साइड CoO प्राप्त होता है। यह हलके कपिल वर्ण का चूर्ण होता है। वायु में गरम करने से यह Co_2O_3 में परिणत हो जाता है। हाइड्रोजन में गरम करने से इससे कोबाल्ट धातु प्राप्त होती है।

कोबाल्टस लवणों के विलयन में दाहक पोटाश के डालने से कोबाल्टस हाइड्राक्साइड $Co(OH)_2$ अवक्षिप्त हो जाता है। यह गुलाबी रङ्ग का यौगिक है पर वायु को शोषित कर कपिल वर्ण में परिणत हो जाता है।

कोबाल्टस कार्बनेट या नाइट्रेट को वायु में तप्त करने से कोबाल्ट सेस्क्वी-आक्साइड Co_2O_3 कृष्ण चूर्ण के रूप में प्राप्त होता है। इस कृष्ण चूर्ण को गरम करने से यह कोबाल्टो-कोबाल्टिक आक्साइड में परिणत हो जाता है।

कोबाल्टस लवणों में सोडियम हाइपोक्लोराइट के विलयन डालने से कोबाल्टिक हाइड्राक्साइड $Co(OH)_3$ का अवक्षेप प्राप्त होता है।

कोबाल्ट दो श्रेणियों का लवण बनता है। एक श्रेणी के लवणों में कोबाल्ट द्विबन्धक होता है। ऐसे लवणों को कोबाल्टस लवण कहते हैं।

दूसरी श्रेणी के लवणों में कोबाल्ट त्रिबन्धक होता है। ऐसे लवणों को कोबाल्टिक लवण कहते हैं। कोबाल्टिक लवण बहुत अस्थायी होते हैं और उनका तैयार करना कुछ कठिन होता है। साधारणतया ये विलयन में ही प्राप्त होते हैं।

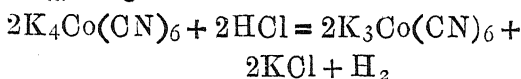
कोबाल्टस क्लोराइड, $CoCl_2$ । कोबाल्ट के कार्बनेट या इसके किसी आक्साइड को हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में घुलाने और विलयन के समाहृत करने से कोबाल्टस क्लोराइड के मणिभ $CoCl_2\ 6H_2O$ प्राप्त होते हैं। ये धुँधले लाल रङ्ग के होते हैं। गन्धकाम्ल के ऊपर रखने से उनके जल के चार अणु निकल जाते और यह गुलाबी-लाल रङ्ग के $CoCl_2\ 2H_2O$ लवण में परिणत हो जाता है। अनार्द्र क्लोराइड कोबाल्ट धातु पर क्लोरीन की क्रिया से प्राप्त होता है। यह सुन्दर नीले रङ्ग का होता है। वायु में यह प्रस्वेद्य होता है और तब गुलाबी रङ्ग का हो जाता है।

हलके नीले रङ्ग से गुलाबी रङ्ग में परिणत होने के कारण यह 'गुप्त-स्याही' के बनाने में प्रयुक्त होता है। कोबाल्टस क्लोराइड के तनु-विलयन से लिखने से साधारण रीति से सूख जाने पर कुछ नहीं दिखाई पड़ता पर धीरे-धीरे गरम करने से गुलाबी रङ्ग के बनने के कारण लिखना स्पष्ट देख पड़ता है। कोबाल्टस क्लोराइड का अलकोहलीय विलयन नीला नहीं होता। ऐसा समझा जाता है कि जलीय विलयन में कोबाल्ट आयन के कारण इसका रङ्ग होता है।

कोबाल्ट नाइट्रेट $Co(NO_3)_2\ 6H_2O$ । कोबाल्ट या इसके आक्साइड को नाइट्रिक अम्ल में घुलाने से यह प्राप्त होता है।

कोबाल्ट सल्फ़ेट $CoSO_4\ 7H_2O$ । कोबाल्ट या इसके आक्साइड या इसके कार्बनेट को गन्धकाम्ल में घुलाने से और विलयन को समाहृत कर ठण्डा करने से इसके धुँधले लाल रङ्ग के मणिभ प्राप्त होते हैं। लोहे और निकेल के सदृश यह भी अलकली सल्फ़ेटों के साथ युग्म लवण बनता है।

कोबाल्टस सायनाइड $Co(CN)_2$। कोबाल्ट के विलेय लवण में पोटासियम सायनाइड के डालने से कोबाल्ट सायनाइड का रक्त अवक्षेप प्राप्त होता है। पोटासियम सायनाइड के अतिरेक में यह शीघ्र ही विलीन हो जाता है। इस प्रकार विलीन होने से पोटासियम कोबाल्टो-सायनाइड $K_4Co(CN)_6$ का युग्म लवण बनता है। इसे पोटासियम सायनाइड और थोड़ा अम्ल के साथ गरम करने से यह पोटासियम कोबाल्टिक-सायनाइड $K_3Co(CN)_6$ में परिणत हो जाता है। यह यौगिक स्थायी होता है। पोटासियम कोबाल्टो-सायनाइड प्रबल लघ्वीकारक होता है और अम्लों के द्वारा हाइड्रोजन मुक्त करता है।

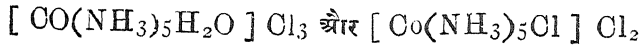
$$2K_4Co(CN)_6 + 2HCl = 2K_3Co(CN)_6 + 2KCl + H_2$$

कोबाल्टस सल्फ़ाइड, CoS। कोबाल्ट लवण के विलयन में अमोनियम सल्फ़ाइड के द्वारा कोबाल्टस सल्फ़ाइड का कृष्ण अवक्षेप प्राप्त होता है। कोबाल्टस आक्साइड को गन्धक के साथ गरम करने से भी यह प्राप्त होता है।

कोबाल्टस सल्फ़ाइड तनु खनिज अम्लों में विलेय होता है पर ऐसिटिक अम्ल में अविलेय होता है। हाइड्रोजन सल्फ़ाइड के प्रवाह में गरम करने से यह सेस्की-सल्फ़ाइड Co_2S_3 में परिणत हो जाता है। गन्धक के साथ मिलाकर हाइड्रोजन के प्रवाह में गरम करने से डाइ-सल्फ़ाइड CoS_2 बनता है।

अमोनियम लवण। कोबाल्ट के लवण शीघ्रता से अमोनिया के साथ मिलकर युग्म लवण बनते हैं। इन लवणों में कुछ में कोबाल्ट द्विबन्धक होता है और कुछ लवणों में त्रिबन्धक। अनार्द्र कोबाल्टस क्लोराइड अमोनिया के साथ मिलकर $CoCl_2\ 6NH_3$ संगठन का युग्म लवण बनता है। यह आक्सीकृत होता है और इसके आक्सीकरण से एक्वो-पेंटामिनो-कोबाल्टिक क्लोराइड $CoCl_3(NH_3)_5\ H_2O$ बनता है।

इसे गरम करने से इसका जल निकल जाता है और तब क्लोरो-पेंटामिन कोबाल्टिक क्लोराइड $CoCl_3(NH_3)_5$ प्राप्त होता है।

इन युग्म लवणों से कोबाल्ट धातु की क्रियाएँ नहीं प्राप्त होतीं। इससे स्पष्ट विदित होता है कि इन लवणों में कोबाल्ट किसी मिश्रित मूलक का अङ्ग है। उपर्युक्त अन्तिम यौगिक का सब क्लोरीन सिल्वर नाइट्रेट से अवक्षिप्त नहीं होता, इसका केवल दो तृतीयांश ही सिल्वर नाइट्रेट से अवक्षिप्त होता है। इससे मालूम होता है कि इसका केवल दो क्लोरीन ही मुक्त आयन की अवस्था में विद्यमान है। इन कारणों से इस यौगिक का सूत्र इस प्रकार लिखा जाता है।

$[CO(NH_3)_5H_2O]Cl_3$ और $[Co(NH_3)_5Cl]Cl_2$

कोबाल्ट की पहचान और निर्धारण। सोहागे के दाने का रङ्ग कोबाल्ट लवणों के कारण आक्सीकरण और लध्वीकरण दोनों ज्वालाओं में चमकीले नीले रङ्ग का होता है।

कोबाल्ट लवणों के उदासीन या क्षारीय विलयन में हाइड्रोजन सल्फ़ाइड से कोबाल्ट सल्फ़ाइड का कृष्ण अवक्षेप प्राप्त होता है। तनु अम्लों में यह बहुत धीरे-धीरे विलीन होता है। इस अविलेयता के कारण यह लोह, यशद और मैंगनीज़ के सल्फ़ाइडों और अलुमिनियम और क्रोमियम के हाइड्राक्साइडों से पृथक् किया जा सकता है।

कोबाल्ट को हाइड्राक्साइड में अवक्षिप्त कर उसे सुखाकर हाइड्रोजन के प्रवाह में गरम करने से अथवा कोबाल्ट के मनाक्साइड या कार्बनेट या नाइट्रेट को वायु में गरम कर Co_2O_3 में परिणत कर उसे तौलने से कोबाल्ट की मात्रा निर्धारित होती है।

कोबाल्ट के लवण में ऐसिटिक अम्ल की उपस्थिति में पोटासियम नाइट्राइट की क्रिया से पोटासियम कोबाल्टी नाइट्राइट $2K_2Co(NO_2)_6 3H_2O$ प्राप्त होता है। यह पीत वर्ण का मणिभीय और जल में बहुत कम विलेय होता है। इस क्रिया के द्वारा कोबाल्ट निकेल से पृथक् किया जाता है और कोबाल्ट की मात्रा निर्धारित होती है।

निकेल

संकेत Ni ; परमाणु-भार = ५८·६८

उपस्थिति । निकेल के खनिजों का नाम जर्मन लोगों ने 'कुफ़र निकेल' (झूठा ताम्र) दिया था क्योंकि यह ताम्र के खनिजों के सदृश देख पड़ता था। इन खनिजों से ताम्र प्राप्त करने की निष्फल चेष्टाएँ जर्मन लोगों ने की थीं। निकेल प्रधानतः आर्सेनिक और गन्धक के साथ संयुक्त प्राप्त होता है। कुफ़र निकेल, $Ni_2 As_2$, श्वेत निकेल, $NiAs_2$, निकेल ग्लाँस $Ni_2(AsS)_2$, निकेल ब्लेंड, NiS और निकेल ब्लूम $Ni_3(AsO_4)_2 8H_2O$ इसके प्रमुख खनिज हैं। निकेल खनिज में प्रायः सदैव कोबाल्ट और बहुधा अंटीमनी और बिस्मथ मिला रहता है।

धातु प्राप्त करना । निकेल और कोबाल्ट यदि साथ-साथ खनिज में विद्यमान हों तो ऐसे खनिज से निकेल पृथक् करने की विधि का वर्णन कोबाल्ट प्रकरण में हो चुका है। केवल निकेल खनिजों से निकेल प्राप्त करने के लिए निकेल खनिज को पहले ढेरों में फूँकते हैं। इससे लोहा आक्सीकृत हो जाता और कुछ गन्धक निकल जाता है। इसको फिर वात-भट्ठी में पिघलाते हैं जिससे ऐसा क्रिया-फल प्राप्त होता है जिसमें निकेल सल्फ़ाइड और कापर सल्फ़ाइड का मिश्रण रहता है। इस क्रियाफल से तीन विधियों से निकेल प्राप्त किया जा सकता है।

एक विधि को 'ओरफ़ोर्ड विधि' कहते हैं। इस विधि में उपर्युक्त क्रियाफल को कोक और सोडियम सल्फ़ेट के साथ मैगनीसियम द्वारा टिपकारी की हुई परावर्तन भट्ठी में पिघलाते हैं और पिघली हुई अवस्था में प्रायः पाँच घण्टे तक छोड़ देते हैं। इसे बीच-बीच में लकड़ी के बल्ले से उटकेरते भी हैं। सोडियम सल्फ़ेट पर कोक की क्रिया से यहाँ सोडियम सल्फ़ाइड बनता है और उसमें प्रायः सारा कापर सल्फ़ाइड और आयर्न सल्फ़ाइड (यदि वे विद्यमान हैं) घुलकर एक पृथक् स्तर बन जाते हैं। इस प्रकार भट्ठी में दो स्तर, एक निकेल सल्फ़ाइड के और दूसरा सोडियम कापर और आयर्न

सल्फ़ाइड के, बन जाते हैं और वे दोनों स्तर पृथक् कर लिये जाते हैं। निकेल सल्फ़ाइड को फिर जलाकर आक्साइड में परिणत करते हैं और आक्साइड को लकड़ी के कोयले के चूर्ण के साथ गरम कर लघ्वीकृत करते हैं। इस प्रकार निकेल धातु प्राप्त होती है।

एक दूसरी विधि 'मोंड विधि' है। इस विधि में निकेल को वाष्पशील निकेल कार्बोनील $Ni(CO)_4$ में परिणत कर अन्य धातुओं से पृथक् करते हैं और उसे फिर गरम कर निकेल धातु प्राप्त करते हैं।

निकेल खनिज को भूनकर जल-गैस के द्वारा लघ्वीकृत करते हैं। इस रीति से प्राप्त निकेल को प्रायः ८०° श पर कार्बन मनाक्साइड के संसर्ग में लाते हैं जिससे निकेल कार्बोनील अन्य पदार्थों से पृथक् हो जाता है। इस निकेल कार्बोनील को १८०° श पर तप्त नली में ले जाते हैं जिससे यह विच्छेदित हो शुद्ध निकेल प्रदान करता है। यह विधि कोबाल्ट से निकेल के पृथक् करने में भी बड़ी उपयोगी है।

एक तीसरी 'विद्युत्-विच्छेदन विधि' से भी निकेल प्राप्त हो सकता है। इस विधि में निकेल के खनिज को जलाकर गन्धक दूर कर देते हैं और तब अवशिष्ट भाग को ६० प्रतिशत गन्धकाम्ल में घुलाते हैं। अविलेय भाग में ६५ प्रतिशत निकेल, ३० प्रतिशत के लगभग ताम्र और कुछ गन्धक और लोहा रहता है। इसी का धन-द्वार बनाते हैं। ऋण-द्वार लोहे का पट्ट होता है। इस पट्ट पर ग्रेफ़ाइट लगा देते हैं ताकि निकेल का निःक्षेप बहुत दृढ़ बन सके। निकेल-सल्फ़ेट के विलयन में ये दोनों विद्युत्-द्वार डूबे रहते हैं। धन-द्वार धीरे-धीरे आक्रान्त होता है और ऋण-द्वार पर निकेल निःक्षिप्त होता है। विलयन में ताम्र रह जाता है। धन-द्वार की मिट्टी में स्वर्ण, चाँदी, प्लाटिनम इत्यादि धातुएँ रहती हैं।

गुण। निकेल चमकीली श्वेत धातु है। इसमें कुछ भूरी आभा रहती है। यह बहुत कठोर होता है और इस पर पालिश चढ़ सकता है। यह पट्टों में पीटा और तारों में खींचा जा सकता है। यह १४५०° श पर

पिघलता है। इसका विशिष्ट घनत्व ८·८ है। इसके तप्त टुकड़े लोहे के सदृश जोड़े जा सकते हैं। साधारण तापक्रम पर वायु या जल की इस पर कोई क्रिया नहीं होती। लोहे और इस्पात पर निकेल का मुलम्मा भी हो सकता है। इस काम के लिए निकेल सल्फेट और अमोनियम सल्फेट के संयुक्त विलयन प्रयुक्त हो सकते हैं।

तनु हाइड्रोक्लोरिक अम्ल और तनु गन्धकाम्ल धातु को बहुत धीरे-धीरे आक्रान्त करते हैं। तनु नाइट्रिक अम्ल इसे शीघ्रता से आक्रान्त करता है। बहुत समाहृत नाइट्रिक अम्ल से लोहे के सदृश निकेल भी अकर्मण्य हो जाता है। निकेल में कुछ-कुछ चुम्बकीय गुण होता है। निकेल मिश्रधातु के बनाने में प्रयुक्त होता है। जर्मन सिल्वर में निकेल, ताम्र और यशद रहते हैं। निकेल मुद्रा में ताम्र और निकेल रहते हैं। विशेष प्रकार के इस्पातों में निकेल रहता है। अमोनिया और कार्बनिक पदार्थों के निर्माण में प्रवर्त्तक के रूप में महीन निकेल प्रयुक्त होता है।

निकेल केवल एक श्रेणी का लवण बनता है। इन लवणों में निकेल द्विबन्धक होता है।

आक्साइड और हाइड्राक्साइड। निकेल के दो आक्साइड—निकेल मनाक्साइड NiO और निकेल सेस्क्वी-आक्साइड Ni_2O_3—होते हैं और तदनुरूप दो हाइड्राक्साइड—$Ni(OH)_2$ और $Ni_2(OH)_3$—होते हैं।

निकेल कार्बनेट या हाइड्राक्साइड के वायु के अभाव में गरम करने से निकेल मनाक्साइड NiO प्राप्त होता है। यह आक्साइड अम्लों में घुलकर निकेल लवण बनता है।

निकेल लवण में पोटासियम हाइड्राक्साइड के डालने से निकेल हाइड्राक्साइड $Ni(OH)_2$ के हलके हरे रङ्ग का अवक्षेप प्राप्त होता है। यह भी अम्लों में शीघ्रता से घुलकर निकेल लवण बनता है और अमोनिया में घुलकर नीला विलयन बनता है।

निकेल नाइट्रेट को बहुत निम्न तापक्रम पर गरम करने से निकेल सेस्क्वी-आक्साइड Ni_2O_3 का कृष्ण चूर्ण प्राप्त होता है। यह आक्साइड अस्थायी होता है और गरम करने से NiO और आक्सिजन में विच्छेदित हो जाता है।

निकेल लवण पर सोडियम हाइपोक्लोराइट की क्रिया से निकेल ट्राइ-हाइड्राक्साइड, $Ni(OH)_3$ प्राप्त होता है।

निकेल सल्फ़ाइड, NiS । निकेल के अनेक सल्फ़ाइड—Ni_2S, NiS, NiS_2 और Ni_3S_4 होते हैं। इनमें NiS मुख्य है। यह प्रकृति में भी पाया जाता है। गन्धक और निकेल के गरम करने से यह प्राप्त होता है। निकेल लवण में अमोनियम सल्फ़ाइड के द्वारा हाइड्रेटेड निकेल सल्फ़ाइड प्राप्त होता है। यह अवक्षेप हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में कम विलेय होता है।

निकेल क्लोराइड, $NiCl_2$ । निकेल आक्साइड या निकेल कार्बनेट को हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में घुलाने से और विलयन के समाहृत करने से इसके हरे मणिभ $NiCl_2$ $6H_2O$ प्राप्त होते हैं। धातु पर क्लोरीन की क्रिया से इसका अनार्द्र क्लोराइड प्राप्त होता है। यह अनार्द्र क्लोराइड अमोनिया गैस के साथ युग्म लवण $NiCl_2$ $6NH_3$ बनता है।

निकेल सल्फ़ेट, $NiSO_4$ $7H_2O$ । धातु या कार्बनेट या आक्साइड को तनु गन्धकाम्ल में घुलाने से और विलयन के समाहृत करने से इसके मणिभ $NiSO_4$ $7H_2O$ प्राप्त होते हैं। ये मणिभ हरे रङ्ग के होते हैं। ये मैगनीसियम सल्फ़ेट के समरूपी होते हैं। १००° श तक गरम करने से इसके मणिभों के जल के ६ अणु निकल जाते और ३००° श के ऊपर यह अनार्द्र हो जाता है। अनार्द्र सल्फ़ेट अमोनिया का शोषण कर युग्म लवण $NiSO_4, 6NH_3$ में परिणत हो जाता है। अलकली सल्फ़ेटों के साथ यह युग्म लवण बनता है। ये युग्म लवण लोहे के युग्म लवणों के सदृश ही होते हैं। अमोनिया के साथ यह $NiSO_4(NH_4)_2SO_4$,

$6H_2O$ संगठन का युग्म लवण बनता है। दोनों सल्फ़ेटों की उपयुक्त मात्रा के मिलाने से यह बनता है।

निकेल की पहचान और निर्धारण। सोहागे के दाने का रङ्ग निकेल यौगिकों के कारण आक्सीकारक ज्वाला में कपिल-बैंगनी रङ्ग का और लघ्वीकारक ज्वाला में भूरे रङ्ग का होता है।

निकेल लवणों के उदासीन या क्षारीय विलयन में अमोनियम हाइड्रो-सल्फ़ाइड के द्वारा निकेल सल्फ़ाइड अवक्षिप्त हो जाता है। इस प्रतिकारक में निकेल सल्फ़ाइड कुछ-कुछ विलेय होने के कारण द्रव कपिल वर्ण का होता है। कोबाल्ट सल्फ़ाइड के सदृश यह भी हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में बहुत धीरे-धीरे घुलता है। अतः लोहा, यशद और मैंगनीज़ सल्फ़ाइडों और क्रोमियम और अलुमिनियम हाइड्राक्साइडों से इस प्रकार पृथक् किया जा सकता है।

निकेल को धातु या आक्साइड में परिणत कर इसकी मात्रा निर्धारित होती है। धातु प्राप्त करने के लिए या तो आक्साइड को हाइड्रोजन के प्रवाह में लघ्वीकृत करते हैं या उनके सल्फ़ेटों में अमोनिया और अमोनियम सल्फ़ेट डालकर विद्युत्-विच्छेदित करते हैं।

निकेल और कोबाल्ट का पृथक्करण। चूँकि निकेल और कोबाल्ट साथ साथ पाये जाते हैं और उनकी साधारण क्रियाएँ प्रायः एक सी होती हैं इस कारण कोबाल्ट और निकेल को पृथक् करने की आवश्यकता होती है।

निकेल और कोबाल्ट दोनों ही सल्फ़ाइड के रूप में अन्य धातुओं से पृथक् किये जाते हैं। इन सल्फ़ाइडों को हाइड्रोक्लोरिक अम्ल और पोटा-सियम क्लोरेट के द्वारा क्लोराइड में परिणत करते हैं। इन क्लोराइडों में पोटासियम सायनाइड के डालने से निकेल और कोबाल्ट के सायनाइड अवक्षिप्त होते हैं और ये सायनाइड फिर पोटासियम सायनाइड के अतिरेक में उबालने से युग्म लवण बनने के कारण घुल जाते हैं। इस विलयन को ठण्डा कर उसमें सोडियम हाइड्राक्साइड और ब्रोमीन डालकर उबालने से

निकेल सायनाइड विच्छेदित हो Ni_2O_3 का कृष्ण अवक्षेप देता है और कोबाल्ट विलयन में रह जाता है।

एक दूसरी विधि से भी निकेल और कोबाल्ट को पृथक् कर सकते हैं। कोबाल्ट और निकेल के लवणों में ऐसिटिक अम्ल डालकर उसमें पोटासियम नाइट्राइट के डालने से पोटासियम कोबाल्टिक नाइट्राइट $2K_3Co(NO_2)_6 3H_2O$ का पीत मणिभीय अवक्षेप प्राप्त होता है। इस पोटासियम नाइट्राइट से निकेल लवणों पर कोई क्रिया नहीं होती।

प्रश्न

१—लोह-खनिज से ढालवाँ लोहे के निर्माण में वातभट्टी के कार्य्य का सविस्तर वर्णन करो। इसमें किन-किन सामग्रियों की आवश्यकता होती है और उनसे कौन-कौन क्रियाफल प्राप्त होते हैं? वातभट्टी का चित्र खींचो।

२—लोहा और इस्पात तैयार करने की विधि का संक्षिप्त वर्णन करो। भास्मिक बेसेमर विधि क्या है और इसका महत्त्व इतना क्यों है?

३—दूसरी धातुओं या अधातुओं की थोड़ी मात्रा से लोहे के गुण में कैसे परिवर्तन होता है?

४—फ़ेरस् और फ़ेरिक लवणों में कैसे विभेद करोगे? चार प्रतिकारकों का उल्लेख करो जो इन लवणों को एक से दूसरे में   करते हैं। जिन अवस्थाओं में ये क्रियाएँ होती हैं उनका वर्णन करो। प्रत्येक दशा में तुम कैसे जानोगे कि परिवर्तन पूर्णतया हो गया है?

५—पोटासियम फ़ेरो-सायनाइड कैसे तैयार होता है? (१) फ़ेरस् और फ़ेरिक लवणों के प्रति, (२) प्रबल आँच से, (३) गन्धकाम्ल के प्रति इसकी क्या क्रियाएँ होती हैं?

६—शुद्ध फ़ेरस् अमोनियम सल्फेट कैसे तैयार होता है? सिद्ध करो कि इसकी तौल का सातवाँ भाग लोहा है। विश्लेषण में इसका क्या उपयोग होता है और किस गुण पर इसका उपयोग निर्भर करता है?

७—प्रकृति में पाये हुए कोबाल्ट खनिजों के नाम और सूत्र क्या हैं ? इनसे कोबाल्ट धातु कैसे प्राप्त होती है ? कोबाल्ट के गुणों की लोहे और निकेल के गुणों से तुलना करो।

८—कोबाल्ट क्लोराइड कैसे तैयार होता है ? इसके गुण क्या-क्या हैं ? गुप्त स्याही में यह क्यों प्रयुक्त होता है ?

९—निकेल ग्लाँस से निकेल धातु कैसे प्राप्त होती है ? इसके गुणों की लोहे और कोबाल्ट के गुणों से तुलना करो।

१०—निकेल कार्बोनील कैसे तैयार होता है ? इस पर ताप का क्या प्रभाव पड़ता है ?

११—निकेल और कोबाल्ट के लवणों से निकेल और कोबाल्ट का कैसे पृथक्करण और विभेद करोगे ?

परिच्छेद २२

प्लाटिनम, पलाडियम

प्लाटिनम

संकेत, Pt ; परमाणु-भार = १९५·२

उपस्थिति । १८ वीं सदी के अन्त में प्लाटिनम की ओर लोगों का ध्यान आकर्षित हुआ। प्लाटिनम के तार और पत्र पहले-पहल सन् १७७२ ई० में बने थे। सन् १८२३ ई० तक प्लाटिनम प्रधानतः दक्षिण अमेरिका से आता था। इसी वर्ष यूराल में इसकी उपस्थिति का पता लगा। प्लाटिनम केवल मुक्तावस्था में ही पाया जाता है।

शुद्ध प्लाटिनम प्राप्त करना । प्लाटिनम साधारणतः अन्य धातुओं के साथ मिला रहता है। अन्य धातुओं से पृथक् करने के लिए प्राकृतिक प्लाटिनम को तनु अम्लराज में पकाते हैं। इससे प्लाटिनम, पलाडियम, रोडियम और इरीडियम के उच्च क्लोराइड प्राप्त होते हैं। शुद्ध रोडियम और इरीडियम अम्लराज में विलीन नहीं होते पर प्लाटिनम के साथ मिश्रधातु बनने से उसमें विलीन हो जाते हैं। विलयन को फिर गरम कर सुखा देते हैं। उसे फिर १२५° श तक गरम करते हैं जिससे पलाडियम और रोडियम निम्नांश क्लोराइड में परिणत हो जाते हैं। ये निम्नांश क्लोराइड अनार्द्र अवस्था में जल में अविलेय होते हैं। अवशिष्ट भाग को जल में घुलाकर विलयन को हाइड्रोक्लोरिक अम्ल से आम्लिक बनाकर उसमें अमोनियम क्लोराइड डालते हैं इससे अमोनियम और प्लाटिनम के युग्म लवण के पीत मणिभ

$PtCl_4\ 2NH_4Cl$ पृथक् हो जाते हैं और इरीडियम लवण विलयन में ही रह जाता है।

अमोनियम और प्लाटिनम के इस युग्म लवण को धीरे-धीरे गरम करने से जो प्लाटिनम प्राप्त होता है उसे स्पञ्जी प्लाटिनम कहते हैं। यह सुषिर होता है और इसमें आक्सिजन के बड़ी मात्रा में शोषण की क्षमता होती है। अतः यह आक्सीकारक के रूप में व्यवहृत होता है। चूने की घरिया में आक्सीहाइड्रोजन ज्वाला में स्पञ्जी प्लाटिनम को फिर पिघलाते हैं। ऐसे प्लाटिनम में थोड़ा इरीडियम और अन्य धातुओं का लेश रहता है।

शुद्ध धातु प्राप्त करने के लिए उपर्युक्त प्लाटिनम को ६ से १० गुना सीस-धातु के साथ पिघलाकर मिश्रधातु बना उसे ठण्ढा कर नाइट्रिक अम्ल के साथ गरम करते हैं। अवशिष्ट भाग को फिर अम्लराज में गरम करते हैं। इससे इरीडियम और रूथेनियम की मणिभीय मिश्रधातु अविलेय रह जाती और प्लाटिनम, सीस और कुछ रोडियम विलयन में चला जाता है। इस विलयन से सल्फेट के रूप में सीस को अवक्षिप्त कर लेते हैं। अमोनियम क्लोराइड के द्वारा युग्म लवण के रूप में प्लाटिनम अवक्षिप्त कर लिया जाता है और रोडियम इस प्रकार विलयन में रह जाता है। अवक्षेप को हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के जल से धोकर फिर पोटासियम हाइड्रोजन सल्फेट के साथ फूँकते हैं। इससे रोडियम का लेश रोडियम और पोटासियम के विलेय युग्म सल्फेट में परिणत हो जाता और इस प्रकार शुद्ध प्लाटिनम प्राप्त होता है।

गुण। शुद्ध प्लाटिनम वङ्ग-श्वेत रङ्ग की ताम्र सदृश कोमल धातु है। इसका विशिष्ट घनत्व २१·४१ से २१·४३ तक होता है। यह स्वर्ण और चाँदी से भी अधिक घनवर्धनीय होता है। इसके प्रसार का गुणक काँच के प्रसार के गुणक के प्रायः बराबर ही होता है। अतः काँच में प्लाटिनम सरलता से जोड़ा जा सकता है। इसे जोड़ने से काँच चिटकता नहीं है। रक्त ताप पर प्लाटिनम के तार या पत्र बड़ी सरलता से लोहे के सदृश जोड़े जा सकते हैं। आक्सीहाइड्रोजन ज्वाला में यह पिघलता है अतः प्लाटिनम के पात्र इसी ज्वाला में चूने की घरिया में पिघलाकर बनाये जाते हैं।

प्लाटिनम अम्लों से आक्रान्त नहीं होता। यह केवल अम्लराज से आक्रान्त होता है। जल्दी न पिघलने और उच्च तापक्रम पर जल, वायु या अम्लों से आक्रान्त न होने के कारण प्लाटिनम बहुत उपयोगी धातु है। प्लाटिनम के पात्रों के न होने से अनेक खनिजों का विश्लेषण असम्भव नहीं तो बहुत कठिन तो अवश्य होता। प्लाटिनम सधूम गन्धकाम्ल के निर्माण और स्वर्ण और चाँदी के पृथक्करण में भी प्रयुक्त होता है। प्लाटिनम के लवण फ़ोटोग्राफ़ी में काम आते हैं।

व्यापार के प्लाटिनम में दो प्रतिशत तक इरीडियम रहता है। यह मिश्र-धातु प्लाटिनम से अधिक कठोर होती है और प्रतिकारकों से कम आक्रान्त होती है।

प्लाटिनम को क्षार, नाइट्रेट और सायनाइड के साथ गरम नहीं करना चाहिए क्योंकि उच्च तापक्रम पर ये प्लाटिनम को आक्रान्त करते हैं। फ़ास्फ़रस, आर्सेनिक और कार्बन भी प्लाटिनम को आक्रान्त करते हैं। इस कारण प्लाटिनम को सधूम ज्वाला में गरम नहीं करना चाहिए क्योंकि इससे प्लाटिनम और कार्बन का यौगिक बन प्लाटिनम भङ्गुर हो जाता है।

प्लाटिनम क्लोराइड के विलयन को अलकोहलीय पोटाश या किसी लघ्वी-कारक की उपस्थिति में गरम करने से 'प्लाटिनम कृष्ण' प्राप्त होता है। यह प्रबल प्रवर्त्तक होता है और हाइड्रोजन और आक्सिजन का अधिधारण करता है।

प्लाटिनम की मिश्रधातु। अनेक धातुओं के साथ प्लाटिनम सर-लता से मिश्रधातु बनता है। इस कारण जो यौगिक धातु में शीघ्रता से लघ्वीकृत हो जाते हैं उन्हें प्लाटिनम के पात्रों में गरम करना नहीं चाहिए। दो प्रतिशत इरीडियम के साथ इसकी जो मिश्रधातु बनती है वह प्लाटिनम से कठोर होती है। इसका द्रवणाङ्क भी प्लाटिनम से ऊँचा होता है। १० प्रतिशत इरीडियमवाली मिश्रधातु पर प्रतिकारकों का आक्रमण शुद्ध प्लाटिनम की अपेक्षा बहुत कम होता है।

प्लाटिनम के यौगिक । प्लाटिनम दो भास्मिक आक्साइड—प्लाटिनस् आक्साइड PtO और प्लाटिनिक आक्साइड PtO_2—और तदनुरूप दो हाइड्राक्साइड—$Pt(OH)_2$ और $Pt(OH)_4$—बनता है। इसके दो क्लोराइड भी होते हैं—प्लाटिनस् क्लोराइड $PtCl_2$ और प्लाटिनिक क्लोराइड $PtCl_4$। प्लाटिनम लवण अमोनियम लवण के साथ अनेक मिश्रित लवण बनता है। यह दो सल्फ़ाइड PtS और PtS_2 भी बनता है। प्लाटिनम क्लोराइड के अलकली क्लोराइडों के साथ जो युग्म लवण बनते हैं वे अधिक महत्त्व के हैं क्योंकि इन्हीं युग्म लवणों के द्वारा पोटासियम या अमोनियम लवणों की मात्रा निर्धारित होती है। प्लाटिनम के लवणों में केवल प्लाटिनस् क्लोराइड और प्लाटिनिक क्लोराइड का यहाँ वर्णन किया जाता है।

प्लाटिनस् क्लोराइड $PtCl_2$ **।** क्लोरो-प्लाटिनिक अम्ल H_2PtCl_6 को ३००° श तक गरम करने से प्लाटिनस् क्लोराइड के हरे-भूरे रङ्ग के चूर्ण प्राप्त होते हैं। गरम करने से यह प्लाटिनम और क्लोरीन में विच्छेदित हो जाता है।

प्लाटिनिक क्लोराइड $PtCl_4$ **।** प्लाटिनम को अम्लराज में घुलाकर नाइट्रिक अम्ल के दूर कर लेने पर विलयन से जो कपिल-रक्त वर्ण के मणिभ प्राप्त होते हैं वे क्लोरो-प्लाटिनिक क्लोराइड $H_2PtCl_6\ 6H_2O$ के होते हैं। इन मणिभों को गन्धकाम्ल के ऊपर सुखाकर क्लोरीन के प्रवाह में गरम करने से या प्लाटिनम पर क्लोरीन की क्रिया से अनार्द्र प्लाटिनिक क्लोराइड प्राप्त होता है। ५००° श पर यह प्लाटिनम और क्लोरीन में विच्छेदित हो जाता है।

क्लोरो-प्लाटिनिक अम्ल में पोटासियम लवण के डालने से K_2PtCl_6 का पीत अवक्षेप प्राप्त होता है। जल में प्रधानतः अलकोहल की उपस्थिति में अविलेय होने के कारण लवणों में पोटासियम की मात्रा इस रीति से निर्धारित होती है।

प्लाटिनम की पहचान और निर्धारण। प्लाटिनम लवणों में हाइड्रोजन सल्फ़ाइड से प्लाटिनम सल्फ़ाइड का अवक्षेप प्राप्त होता है। यह सल्फ़ाइड अलकली सल्फ़ाइडों में विलेय होता है।

पोटासियम क्लोराइड को प्लाटिनम क्लोराइड में डालने से युग्म क्लोराइड का पीत अवक्षेप प्राप्त होता है।

प्लाटिनम लवणों को धातु में परिणत कर धातु के तौलने से प्लाटिनम की मात्रा निर्धारित होती है।

पलाडियम

सङ्केत, Pd; परमाणु-भार = १०६·७

उपस्थिति। १८०४ ई० में वोलास्टन के द्वारा पलाडियम का आविष्कार हुआ। अधिकांश प्लाटिनम के खनिजों के साथ-साथ पलाडियम पर्याप्त शुद्धावस्था में पाया जाता है। स्वर्ण के साथ मिला हुआ मिश्रधातु के रूप में भी दक्षिण अमेरिका के अनेक स्थानों में पलाडियम पाया जाता है।

पलाडियम की उपलब्धि। प्लाटिनम इत्यादि धातुओं से अनेक विधियों से पलाडियम पृथक् किया जाता है। इनमें एक विधि में पलाडियम लवण के उदासीन विलयन से मरक्यूरिक सायनाइड द्वारा पलाडियम सायनाइड को अवक्षिप्त करते हैं और इस सायनाइड के श्वेत अवक्षेप के फूँकने से पलाडियम धातु प्राप्त होती है। एक दूसरी विधि में पलाडियम के डाइक्लोराइड को पोटासियम आयोडाइड के द्वारा पलाडियम आयोडाइड का कृष्ण अवक्षेप प्राप्त करते हैं और इसे हाइड्रोजन के प्रवाह में गरम करने से पलाडियम धातु प्राप्त होती है।

पलाडियम स्वर्ण मिश्रधातु से मिश्रधातु को चाँदी के साथ पिघलाने और इस प्रकार प्राप्त दानेदार धातु को यथेष्ट तनु नाइट्रिक अम्ल के साथ पकाने से स्वर्ण अविकृत रह जाता है और पलाडियम और चाँदी उसमें विलीन

हो जाती है। सोडियम क्लोराइड के द्वारा चाँदी को अवक्षिप्त कर फिर यशद के द्वारा निःस्यन्दन से पलाडियम धातु को प्राप्त करते हैं।

बाज़ारू पलाडियम से शुद्ध धातु इस प्रकार प्राप्त करते हैं। बाज़ारू पलाडियम को अम्लराज में घुलाते हैं और उसे प्लाटिनम और अन्य धातुओं के साथ अमोनियम क्लोराइड के युग्म लवण के रूप में अवक्षिप्त कर लेते हैं। अवक्षेप को अमोनिया के आधिक्य में उबालने से पलाडियम विलीन हो जाता है। विलयन में हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के डालने से कुछ समय के बाद पलाडियम-अमोनियम क्लोराइड का पीत अवक्षेप प्राप्त होता है। इस अवक्षेप में कभी-कभी रोडियम-अमोनियम क्लोराइड रहता है। अमोनिया के साथ गरम कर हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के डालने से रोडियम पृथक् हो जाता है। धोये हुए अवक्षेप को जलाने से स्पञ्जी पलाडियम प्राप्त होता है।

गुण। पलाडियम चाँदी और प्लाटिनम सदृश श्वेत धातु है। इसका विशिष्ट घनत्व ११·३ से ११·८ तक होता है। यह १५४९° श पर पिघलता है। पलाडियम द्विरूपी होता है। रक्त ताप पर गरम करने से यह बैंगनी या नीले रङ्ग का हो जाता है पर इससे उच्चतर तापक्रम पर इसमें फिर धातुक द्युति आ जाती है।

पलाडियम नाइट्रिक अम्ल में शीघ्रता से घुल जाता है। यह हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में भी घुलता है। उबलते गन्धकाम्ल से यह आक्रान्त होता है। वायु में ४५०° श तक गरम करने से यह आक्सीकृत हो जाता है। आक्सिजन के प्रवाह में गरम करने से यह मनाक्साइड PdO बनता है। पलाडियम स्पञ्जी और कोलायडल अवस्था में भी प्राप्त हो सकता है।

पलाडियम और हाइड्रोजन। पलाडियम का एक विशेष गुण हाइड्रोजन के शोषण की प्रबल क्षमता है। ग्राहम ने पहले-पहल देखा कि रक्त तप्त पलाडियम पर हाइड्रोजन के प्रवाहित करने से हाइड्रोजन शोषित हो जाता है। जल के विद्युत्-विच्छेदन में पलाडियम के ऋण विद्युत्-द्वार होने से उसमें भी हाइड्रोजन शोषित हो जाता है। ग्राहम ने देखा कि पलाडियम अपने आयतन का ९०० गुना आयतन हाइड्रोजन का शोषित करता है।

हाइड्रोजन के इस प्रकार के शोषण को उन्होंने अधिधारण नाम दिया और शोषित गैस को अधिधारित गैस कहा। ग्राहम के विचार में पलाडियम में हाइड्रोजन घनावस्था में विद्यमान रहता है। इस प्रकार के हाइड्रोजन को उन्होंने हाइड्रोजीनियम नाम दिया। इसके पश्चात् अनेक अन्वेषकों ने हाइड्रोजन के अधिधारण पर अन्वेषण किये। सीवर्टस ने देखा कि हाइड्रोजन के अधिधारण का परिमाण धातु के बाह्य तल के क्षेत्र का स्वतन्त्र है और उससे निष्कर्ष निकाला कि अधिधारण केवल सामान्य विलयन का उदाहरण है। स्थिर तापक्रम पर अधिधारित हाइड्रोजन की मात्रा हाइड्रोजन के दबाव के वर्गमूल के अनुपात में पाई गई है। तापक्रम की वृद्धि से अधिधारित गैस की मात्रा ६००° श तक बड़ी शीघ्रता से, उसके पश्चात् ८००° श तक धीरे-धीरे और उसके पश्चात् और भी अधिक धीरे-धीरे न्यून होती है। १००° श पर शून्य में गरम करने से सारा अधिधारित हाइड्रोजन निकाल डाला जा सकता है।

हाइड्रोजन के अधिधारण से पलाडियम के भौतिक गुणों में बहुत कुछ परिवर्तन होता है। ऐसे पलाडियम का विशिष्ट घनत्व शुद्ध पलाडियम के विशिष्ट घनत्व से न्यून होता है। इससे मालूम होता है कि हाइड्रोजन के अधिधारण से पलाडियम में प्रसार होता है। यह प्रसार प्रयोगों से सरलता से दिखलाया जा सकता है। हाइड्रोजन के अधिधारण से पलाडियम की विद्युत्-चालकता भी न्यून हो जाती है। अधिधारित हाइड्रोजन रासायनिक दृष्टि से बहुत सक्रिय होता है। यह फ़ेरिक लवणों को फ़ेरस् लवणों में लघ्वीकृत कर देता है। हाइड्रोजन से आविष्ट पलाडियम का पत्र अच्छा लघ्वीकारक होता है। हाइड्रोजन सल्फ़ाइड, सीस लवण इत्यादि कुछ बाह्य पदार्थों के कारण पलाडियम के अधिधारण की क्षमता कम हो जाती है। पलाडियम दूसरी गैसों को भी अधिधारित करता है। पलाडियम के द्वारा हाइड्रोजन का व्यापन शीघ्रता से होता है।

पलाडियम से हाइड्रोजन के अधिधारण के सम्बन्ध में अनेक मत प्रतिपादित हुए हैं। ग्राहम का मत ऊपर दिया गया है। उनके मतानुसार

हाइड्रोजन के साथ पलाडियम मिश्रधातु बनता है। अनेक बातों के विचार से हाइड्रोजन को धातुओं में समाविष्ट करना उचित नहीं प्रतीत होता। इससे मिश्रधातु बनने का मत ठीक नहीं मालूम होता।

ट्रूस्ट और हैाटेफायल के मतानुसार पलाडियम हाइड्रोजन के साथ पलाडियम हाइड्राइड बनता है। उन लोगों ने देखा कि हाइड्रोजन-अधिधारित पलाडियम को शून्य में गरम करने से उससे निकले हुए हाइड्रोजन का दबाव पहले बड़ी शीघ्रता से कम होता है पर जब उसमें हाइड्रोजन का आयतन ६०० गुना रह जाता है तब हाइड्रोजन का दबाव स्थिर हो जाता है और यह दबाव तब तक स्थिर रहता है जब तक वह पूर्ण रूप से विच्छेदित न हो जाय। इससे वे इस निष्कर्ष पर पहुँचे कि पलाडियम हाइड्रोजन के साथ Pd_2H सूत्र का यैागिक बनता है पर अन्य अन्वेषकों के मतानुसार यह निष्कर्ष ठीक नहीं मालूम होता।

आक्साइड। पलाडियम के तीन आक्साइड होते हैं, पलाडियम सबाक्साइड Pd_2O, पलाडियम मनाक्साइड PdO और पलाडियम डायक्साइड PdO_2। अन्तिम दोनों आक्साइड भास्मिक होते हैं और क्रमशः पलाडियस् और पलाडिक लवण बनते हैं।

क्लोराइड। पलाडियम के तीन क्लोराइड होते हैं—पलाडियम मोनोक्लोराइड, $PdCl$, पलाडियस् क्लोराइड, $PdCl_2$ और पलाडिक क्लोराइड $PdCl_4$।

पलाडियम पर क्लोरीन और हाइड्रोक्लोरिक अम्ल की साथ-साथ क्रिया से पलाडियस् क्लोराइड प्राप्त होता है। दाहक चूने पर विलयन के वाष्पीभूत करने से $PdCl_2 \ 2H_2O$ के कपिल-रक्त मणिभ प्राप्त होते हैं। इन मणिभों को धीरे-धीरे गरम करने से कपिल-कृष्ण वर्ण का अनार्द्र लवण प्राप्त होता है। पलाडियम सल्फ़ाइड को क्लोरीन के प्रवाह में गरम करने से भी गुलाबी-रक्त वर्ण के रूप में अनार्द्र लवण प्राप्त होता है।

अनार्द्र लवण शीघ्रता से अविकृत पिघलता है। यह ठण्डे में भी हाइड्रोजन से लध्वीकृत होता है। रक्त ताप पर यह पिघलता और क्लोरीन

की अर्ध मात्रा को नष्ट कर मोनो-क्लोराइड $PdCl$ में परिणत हो जाता है। ठण्डे होने पर इससे हलके रक्त वर्ण के चूर्ण प्राप्त होते हैं। यह चूर्ण बहुत अस्वेद्य होता है। पलाडियस् क्लोराइड अन्य क्लोराइडों के साथ युग्म क्लोराइड बनता है। इन क्लोराइडों को पलाडियो-क्लोराइड कहते हैं। अमोनियम क्लोराइड के साथ पलाडियस् क्लोराइड के विलयन के वाष्पीभूत करने से **अमोनियम पलाडियो-क्लोराइड** $Pd(NH_4)_2Cl_4$ के काँसा-पीत वर्ण के मणिभ प्राप्त होते हैं। जल में घुलकर यह गहरे रक्तवर्ण का विलयन बनता है।

पलाडिक क्लोराइड $PdCl_4$ मुक्तावस्था में ज्ञात नहीं है। पलाडियम को समाहृत अम्लराज में घुला कर उसमें पोटासियम क्लोराइड के डालने और विलयन को धीरे-धीरे वाष्पीभूत करने से इसका युग्म लवण K_2PdCl_6 प्राप्त होता है। इसके मणिभ रक्त वर्ण के होते हैं।

क्लोराइड की भांति पलाडियम का ब्रोमाइड और आयोडाइड भी होता है। पलाडियस् आयोडाइड PdI_2 पलाडियम को अन्य धातुओं से पृथक् करने में प्रयुक्त होता है।

पलाडियम का दूसरा महत्त्वपूर्ण लवण पलाडियस सायनाइड $Pd(CN)_2$ है। यह पलाडियस् लवण के विलयन में मरक्यूरिक सायनाइड के डालने से हलके पीत वर्ण के अवक्षेप में प्राप्त होता है। यह पोटासियम सायनाइड में विलीन हो जाता है। इस विलयन के वाष्पीभूत करने से पतले पारदर्शक मणिभ प्राप्त होते हैं। गरम करने से यह पलाडियम में विच्छेदित हो जाता है।

पलाडियम की पहचान और निर्धारण। पलाडियम आयोडाइड और पलाडियम सायनाइड के रूप में अवक्षिप्त कर पलाडियम को पहचानते हैं।

पलाडियम सायनाइड को तीव्र आँच में गरम कर धातु में परिणत कर धातु के तौलने से पलाडियम की मात्रा निर्धारित होती है।

प्रश्न

१—शुद्ध प्लाटिनम कैसे प्राप्त होता है ? प्लाटिनम के क्या-क्या गुण हैं ?

२—प्लाटिनम के दो क्लोराइडों के तैयार करने की विधि और गुणों का वर्णन करो।

३—धातुओं के मिश्रण में प्लाटिन को कैसे पहचानोगे ?

४—पलाडियम धातु कैसे प्राप्त हो सकती है और इसके गुण क्या हैं ?

५—पलाडियम द्वारा हाइड्रोजन के अधिधारण के सम्बन्ध में तुम क्या जानते हो ? इसकी क्या व्याख्या की गई है ?

अनुक्रमणिका और वैज्ञानिक शब्दावली

अक्ष	Axis ...	४६
—, ऊर्ध्वाधार	—, vertical ...	४६
—, क्षैतिज	—, horizontal ...	४६
अगलनीय	Infusible ...	२४१
— श्वेत अवक्षेप	— white precipitate	२६१
अग्निजित्	Fire-proof	२४१
अचालक	Non-conductor	१०९
अणुक भार	Molecular weight	५९
— विकार	— disturbance ...	११३
अतितृप्त	Super-saturated ...	१३२
अति-सूक्ष्मदर्शक	Ultra-microscope	६४
अति-सूक्ष्मदर्शकीय	Ultra-microscopic	६७
अधातु	Non-metal ...	७, १०८
अधिक-कोणीय	Obtuse-angled ...	१३४
अधिधारण	Absorption ...	३६०
अन्तर-अणुक	Inter-molecular ...	३५
अनियन्त्रण	Irregularities ...	१२
अनुक्रमिक मण्डल	Successive zones ...	२३
अनुपात	Proportion ...	३०
अनुरूप	Corresponding ...	१०३
अपवर्त्य	Multiple ...	२
अपरिणम्य	Non-variant ...	४८
अपरिष्कृत धातु	Coarse metal ...	१८०, १८१
अपारदर्शक	Opaque ...	१७
अपारदर्शकता	Opacity ...	१०८
अप्रत्यावर्ती	Lyophobic ...	६६
अप्रवेश्य	Non-permeable ...	५६

संवृत्त भट्टी	Muffle furnace ...	२०४
संशोधन	Correction ...	३२
सङ्कोचन	Compression ...	३१
सक्रियता	Reactivity ...	७
सक्रियता	Activity ...	८०
सक्रिय मात्रा	Active mass ...	७२
सङ्गमर्मर	Marble ...	२१४,२२३
सघन	Compact ...	३५६
सज्जी खार	Sajji-khar ...	१३७
सत्यापन	Verification ...	७६
सन्निहित	Closely packed ...	६८
सन्निहित	Intimate ...	१५२
सप्तबन्धक	Septavalent ...	६
सफ़ेदा	White paint ...	२०३
सबमाइक्रोंस	Submicrons ...	६५
सम-अणुक विलयन	Equimolecular solution ...	५८
समकोण	Rightangle ...	३०
समचतुर्भुजीय	Ractangular ...	१४४
समतुलित	Balanced ...	७७
समपार्श्व	Prism ...	६४
समरफ़िल्ड	Sommerfield ...	२४
समश्रेणी	Even series ...	५
समस्थानीय	Isotope ...	१३
समाभिसारक विलयन	Isotonic solution ...	५६
समअणुक विलयन	Equimolecular solution ...	६५